BALANCES DE MASA Y ENERGÍA

Rodrigo Londoño García

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA

PREFACIO

El presente texto ha sido elaborado para estudiantes que cursen la asignatura **BALANCES DE MATERIA Y ENERGÍA** en carreras de Química, especialmente para el programa **QUÍMICA INDUSTRIAL** ofrecido por la **FACULTAD DE TECNOLOGÍA** de la **UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA.**

Este material didáctico no es una obra original del autor con relación a los contenidos, sino el resultado de varios años de trabajo con estudiantes del programa arriba señalado, y es, por ello, una extracción de información contenida en varios libros que sobre el tema se han escrito y que se utilizan en muchas universidades como base para el proceso enseñanza – aprendizaje de los temas acá tratados, siendo lo novedoso su organización de una manera fácil de asimilar.

Aunque el libro está diseñado para adelantar el programa propuesto en la **UTP** para la asignatura **BALANCES DE MATERIA Y ENERGÍA**, sus contenidos no están presentados estrictamente en el mismo orden del programa, pues el autor considera más útil, para la comprensión de los mismos, reunir en un capítulo todos los temas relacionados con los balances de masa para procesos industriales que no incluyan reacciones químicas y los relativos a balances de masas en procesos que impliquen reacciones químicas separarlos en otra unidad didáctica.

La obra se divide en cuatro unidades didácticas o capítulos: El primero trata los temas relacionados con la introducción a la asignatura y con los balances de materia en operaciones unitarias, es decir, sin considerar la reacción química. En el segundo se estudian los asuntos básicos para realizar cálculos con reacciones químicas, desarrollándose balances de masa en procesos unitarios. El tercero presenta un resumen de los conceptos básicos de la termodinámica, buscando preparar al estudiante para enfrentar con mejores bases las cuestiones tratadas en el cuarto capítulo y que tienen que ver con los balances energéticos en procesos sin y con reacción química.

Se pretende, pues, mejorar el aprendizaje de los educandos, facilitando su actuación dentro del la clase pues en lugar de estar atentos a la toma de apuntes se puede prestar mayor dedicación a observar la explicación del docente. Además, cada tema tratado contiene varios ejercicios resueltos los cuales pueden ser continuamente analizados por los alumnos y los docentes durante el encuentro pedagógico y, además, los estudiantes deben resolver, en tiempo extra – clase, los

problemas que se proponen al final de cada capítulo, los cuales incluyen las respuestas pues esto puede contribuir a aumentar la seguridad de los usuarios en el desarrollo de habilidades en la resolución de problemas.

Desde luego, el texto no es perfecto y por esto mismo es susceptible de ser enriquecido permanentemente, para lo cual se cuenta con los aportes de los lectores, los cuales deben ser tenidos en cuenta para próximas ediciones.

RODRIGO LONDOÑO GARCÍA.

CAPÍTULO 1

BALANCES DE MATERIA SIN REACCIONES QUÍMICAS

CAPÍTULO 1: BALANCES DE MATERIA SIN REACCIONES QUÍMICAS

1.1 CONSIDERACIONES INICIALES

Un balance de masa o de materiales es una secuencia de cálculos que permite llevar la cuenta de todas las sustancias que intervienen en un proceso de transformación, satisfaciendo la ley de la conservación de la masa, la cual establece que la materia se transforma pero no se crea ni se destruye. Un balance de materia es, pues, una contabilidad de los materiales que toman parte del proceso.

Las sustancias pueden entrar, salir, producirse, acumularse o consumirse durante el proceso.

Se entiende por **proceso** cualquier conjunto de operaciones que produce una transformación física o química en una sustancia o en un grupo de sustancias.

Todas las sustancias que ingresan en un proceso reciben el nombre de **alimentación** o **entrada**, mientras que las que emergen del proceso se llaman **producto** o **salida**.

Un proceso puede estar constituido por varias **unidades de proceso**, recibiendo este nombre cualquier aparato o sitio donde se lleve a cabo una operación de transformación.

Un proceso puede tener sólo una unidad de proceso.

Para realizar los cálculos de balances de masa, es necesario recolectar información bien sea de las cantidades (en masa, en moles o en volumen) de las sustancias participantes o de los flujos de las mismas (velocidades másicas, molares o volumétricas), como también de las composiciones de las mezclas y de las condiciones de operación principalmente las presiones y las temperaturas.

1.2 CLASIFICACIÓN DE LOS PROCESOS

Los procesos químicos se clasifican de dos maneras: la primera, teniendo en cuenta los flujos de las corrientes que intervienen en el proceso, y la segunda, considerando los cambios de las variables de proceso, con relación al tiempo, en cualquier punto del mismo. Según la primera

consideración, se clasifican así: **intermitentes** (batch) que son aquellos en los cuales la alimentación se introduce en el equipo, se realiza el proceso y por último se retira el producto; **continuos** en los cuales permanentemente entra alimentación y sale producto del proceso**; semi-intermitentes** siendo aquellos que no se pueden clasificar ni como continuos ni como intermitentes. Atendiendo la segunda consideración, se clasifican como **estacionarios**, o en **régimen permanente**, cuando no cambian considerablemente con el tiempo las variables de proceso (temperaturas, presiones, volúmenes, velocidades de flujo) en un determinado punto del proceso y **transitorios** que son aquellos procesos en los cuales alguna variable cambia con el tiempo.

Los procesos intermitentes y semi intermitentes son transitorios y los procesos continuos pueden ser transitorios o estacionarios.

Por lo general, para producciones grandes se utilizan procesos continuos y para pequeñas producciones se usan procesos intermitentes*. Las condiciones de un régimen transitorio existen durante el arranque de un proceso y en los cambios subsecuentes en las condiciones de operación del proceso*.

1.3 ECUACIÓN GENERAL DE BALANCE

Al hacer el conteo del material que participa en un proceso deben considerarse las entradas y las salidas que atraviesan las fronteras del sistema, las reacciones químicas que suceden pues en ellas se ´presenta consumo y producción de material y la cantidad de éste que se acumula. Por ello, el balance de materiales responde a esta ecuación:

*Material que **entra** al sistema + material **producido** dentro del sistema –material que **sale** del sistema – material **consumido** dentro del sistema = Material **acumulado** dentro del sistema*.

Si al aplicar esta ecuación se tienen en cuenta todos los componentes de las corrientes del proceso, se realiza un **balance total** de masa, y si se aplica solamente a alguna sustancia o a algún elemento químico se efectúa un **balance parcial** de masa.

La ecuación anterior, llamada **ecuación general de balance de masa**, puede ser empleada con unidades correspondientes a velocidades de flujo o a cantidades. En el primer caso el balance de masa corresponde a una unidad de tiempo determinado (una hora, un día, etc) y se aplica a procesos continuos y recibe el nombre de **balance diferencial**. En el segundo caso el balance

corresponde a una determinada cantidad de material procesado o producido, aplicándose, por lo general, a procesos intermitentes y denominándose **balance integral**.

En este documento se hacen las siguientes consideraciones:

- Los términos "material consumido" y "material producido" se aplican en aquellos casos donde hay reacciones químicas.
- Todos los cálculos se hacen sobre procesos estacionarios o en régimen permanente y, por ello, el término acumulación siempre vale cero, porque en caso contrario la cantidad de materia en el sistema cambia con el tiempo.

1.4 SUGERENCIAS PARA RESOLVER PROBLEMAS DE BALANCES DE MATERIA

El procedimiento que se indica a continuación es una sugerencia, pues lo que se desea es que la experiencia en este tema lleve a cada persona a aplicar su propio método para solucionar este tipo de problemas.

Efectuar un balance de materiales es resolver una serie de **ecuaciones independientes**, las cuales pueden ser construidas utilizando diferentes informaciones: balances parciales de masa, balance total de masa y especificaciones dadas o que puedan utilizarse para relacionar las variables (ecuaciones de estado para los gases, densidades, valor unitario de la suma de las fracciones másicas o molares de las soluciones, condiciones específicas del proceso etc.).

Después de *leer y entender* el enunciado, se representa el proceso en un **diagrama de flujo** para lo cual se utilizan rectángulos o círculos que simbolicen las unidades de proceso y flechas que muestren los flujos y sus respectivos sentidos.

En el diagrama de flujo se escriben los valores de las variables conocidas (masas o moles y composiciones) y la demás información disponible (presiones, temperaturas, especificaciones de proceso), en todos los casos usando las unidades adecuadas, y deben aparecer todas las incógnitas que es necesario calcular (esto se llama **etiquetar** el diagrama). En la medida en que se van obteniendo estos últimos valores pueden trasladarse al diagrama, el cual se constituye, entonces, en una visión del desarrollo del balance de masa en todo momento.

En muchos casos, conviene expresar todos los datos conocidos en el mismo sistema de unidades y no olvidar que los datos volumétricos deben convertirse a másicos o molares ya que no se hacen balances en unidades de volúmenes.

Luego se selecciona una **base de cálculo**, la cual es una cantidad (en unidades másicas o molares) o una unidad de tiempo (hora, mes, año) sobre la cual se hace el balance de materia. Esta base de cálculo puede ser un dato dado o puede ser un valor supuesto porque una vez terminado el balance, éste puede ser escalado, es decir, las cantidades (masas o moles) pueden ser multiplicadas todas por cualquier número y el proceso continúa balanceado. En este punto se debe tener presente que las composiciones no pueden ser modificadas. Ya debe estar claro que las variables de balances de masa son cantidades y composiciones.

Una vez seleccionada la base de cálculo se hace un conteo de incógnitas y de relaciones entre las variables (ecuaciones independientes que se pueden plantear). La diferencia "número de ecuaciones independientes menos número de incógnitas" se denomina **número de grados de libertad** y para que el balance de masa pueda realizarse el número de grados de libertad debe ser cero. Todas las ecuaciones de balance de masa total y balances parciales de masa no constituyen en conjunto un sistema de ecuaciones independientes debido a que la suma de los balances parciales de masa es igual al balance total de masa. Por ello, no se pueden utilizar todos ellos sino este número de balances menos uno, lo cual corresponde al número de componentes.

Finalmente, se escriben las ecuaciones independientes preferiblemente en orden de las de menos complejidad a las más complejas y se resuelve el sistema de ecuaciones utilizando cualquier método algebraico, con lo cual termina el proceso de cálculo. Si es necesario, se escala el balance a valores previamente requeridos, por ejemplo, cuando se empleó una base de cálculo diferente a un valor inicialmente solicitado.

Generalizando, los pasos sugeridos para cálculos de balances de materia son los siguientes:

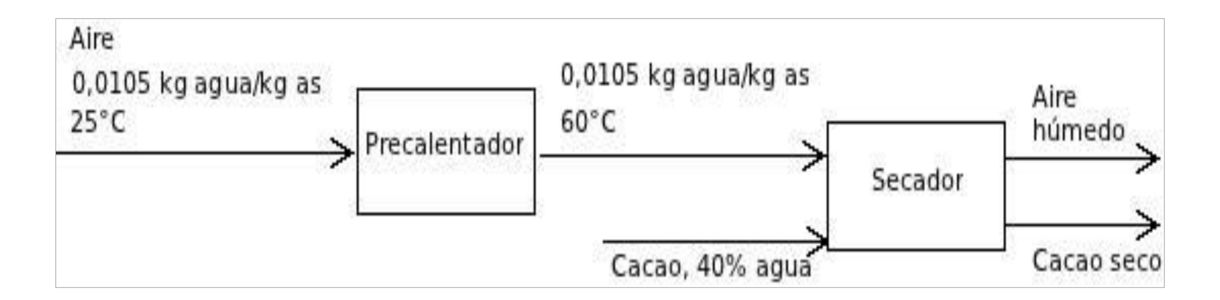
1. Leer y entender el enunciado del problema.
2. Dibujar y etiquetar el diagrama de flujo del proceso.
3. Convertir todos los datos al mismo sistema de unidades másicas o molares.
4. Seleccionar una base de cálculo.
5. Verificar que el número de grados de libertad sea cero.
6. Plantear y resolver las ecuaciones independientes de balances de masa y/o especificaciones de variables.
7. Escalar el balance, si se necesita.

Ahora, se pueden revisar los siguientes ejercicios, los cuales asumen las consideraciones detalladas hasta este momento:

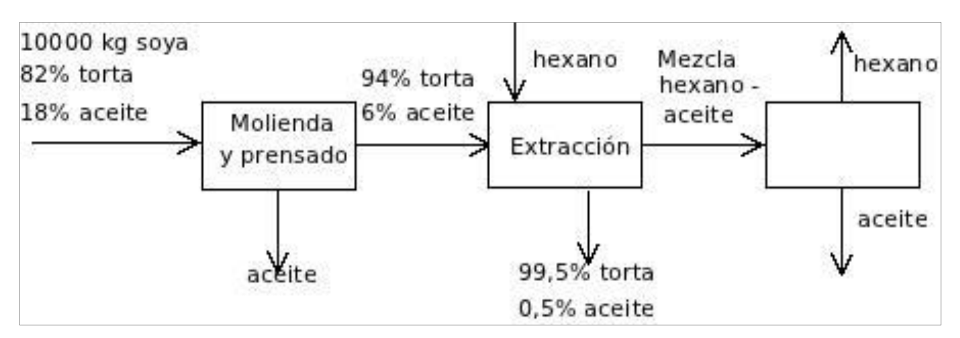
1.5 EJERCICIOS

1.5.1 Uno de los pasos en el beneficio del cacao es el secado. Para secar el cacao se utiliza aire con una humedad de 0,0105 kg de agua/kg de aire seco y 25° C. Este aire pasa a un pre-calentador en donde sale con la misma humedad, pero a 60° C. Luego el aire se mete al secador. El cacao entra en el secador con 40% de humedad. Indique este proceso con un diagrama de flujo.

El proceso puede representarse así:

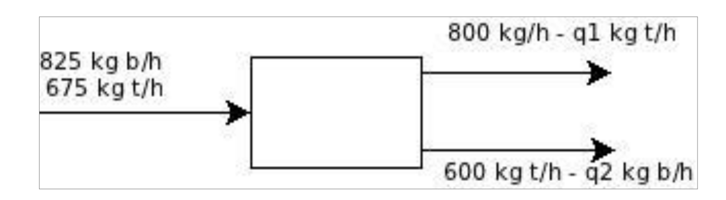


1.5.2 Indique qué ocurre en el procesamiento de la soya mostrado en el siguiente diagrama de flujo:



El diagrama de flujo mostrado indica que:
Diez mil kilogramos de soya, cuya composición es 82% en torta y 18% en aceite, se muelen y se prensan para obtener parte del aceite. La torta resultante, con composición 94% en torta y 6% en aceite, se somete a extracción con hexano resultando un residuo que contiene el 99,5% de torta y 0,5% de aceite y una mezcla hexano – aceite la cual se destila para separar el aceite del hexano.

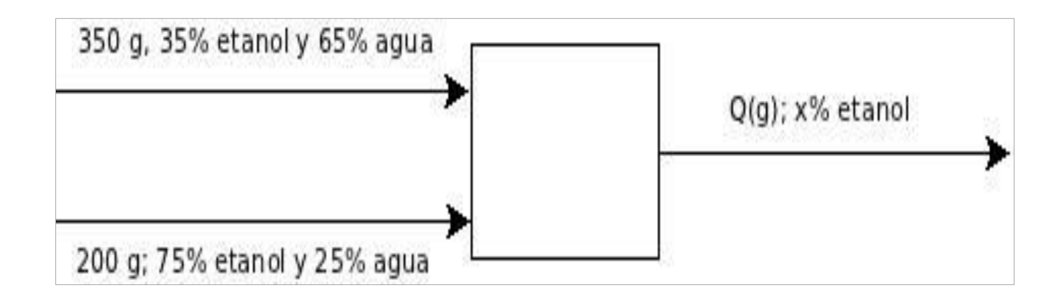
1.5.3 Mil quinientos kilogramos por hora de una mezcla de benceno y tolueno que contiene 55% en masa de benceno se separan, por destilación, en dos fracciones. La velocidad de flujo másico del benceno en la parte superior del flujo es de 800 kg/h y la del tolueno en la parte inferior del flujo es de 600 kg/h. La operación se lleva a cabo en régimen permanente. Escriba los balances del benceno y del tolueno para calcular las velocidades de flujo no conocidas de los componentes en los flujos de salida.



El proceso se efectúa en régimen permanente y por eso el término acumulación de los balances de masa es cero. Como no ocurren reacciones químicas, los términos de producción y consumo son iguales a cero. Por lo tanto, la ecuación de balance de masa toma la forma: Entrada = salida.
Balance parcial de masa de benceno: 825 kg b/h = 800 kg b/h + q_2 → q_2 = 25 kg b/h
Balance parcial de masa de tolueno: 675 kg t/h = q_1 + 600 kg t/h →q_1 = 75 kg t/h
Comprobación:
Balance total de masa: 1500 kg/h = 800 kg/h + q_1 + q_2 + 600 kg/h → 1500 kg/h = 800 kg/h + 75 kg/h + 25 kg/h + 600 kg/h → 1500 kg/h = 1500 kg/h

1.5.4 Dos mezclas etanol – agua se encuentran en dos matraces separados. La primera mezcla contiene 35% en peso de etanol, y la segunda contiene 75% en peso del mismo. Si se combinan

350 g de la primera mezcla con 200 g de la segunda, ¿cuál es la masa y la composición del producto?



Como no hay reacciones químicas involucradas, los términos de producción y consumo de la ecuación de balance valen cero y la ecuación toma la forma “entrada = salida”.

Balance total de masa: 350 g + 200 g = Q → Q = 550 g.

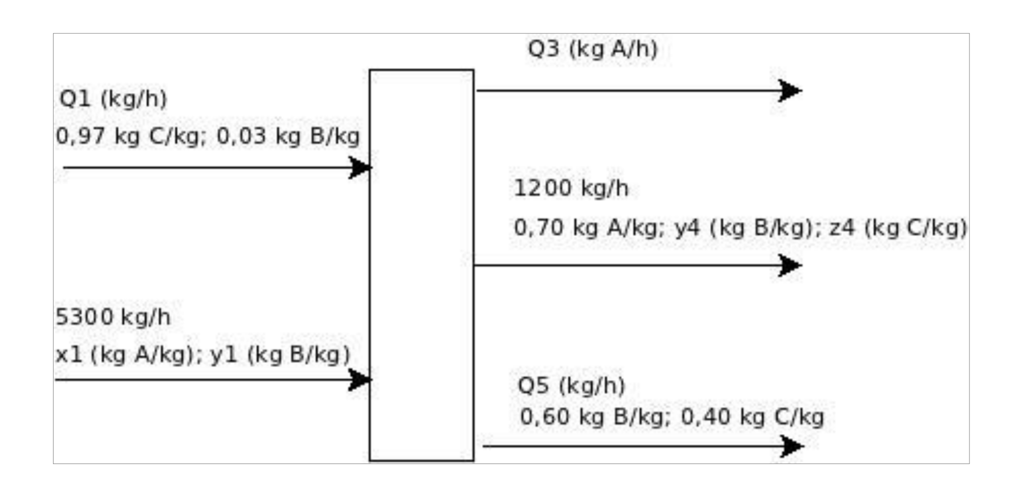
Balance parcial de masa para el etanol: 350 g * 0,35 + 200 g * 0,75 = 550 g * r_{et} → r_{et} = 0,4955.

El cálculo se puede comprobar mediante el balance parcial de masa para el agua:

350 g * 0,65 + 200 g * 0,25 = Q * $r_{ag.}$ → 277,5 g = 550 g * (1 – 0,4955)

→ 277,5 g = 277,5 g.

1.5.5 Supóngase una columna de destilación que opera como se muestra en el siguiente diagrama de flujo.



(a) ¿Cuántos balances independientes se pueden escribir para este sistema?

(b) ¿Cuántas incógnitas de las velocidades de flujo y/o de las fracciones molares deben especificarse antes de calcular las demás?

(c) Supóngase que se proporcionan los valores de Q_1 y x_1. Establezca una serie de ecuaciones, cada una con una incógnita, para las variables restantes. (Una vez que se ha calculado una variable en una de estas ecuaciones, debe aparecer en las demás ecuaciones sin que se le cuente como una incógnita).

(a) Tres balances independientes, porque se tienen tres componentes (A, B y C).

(b) Deben especificarse y_1 y z_4, así: $y_1 = 1 – x_1$; $z_4 = 1- (0,70 + y_4)$.

(c) Se conocen todos los datos de entrada al conocerse x_1 y Q_1.

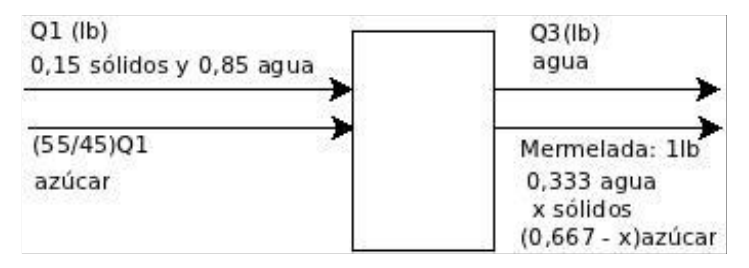
Incógnitas: Q_3; y_4; Q_5.

Balance parcial de masa para A: $5300 * x_1 = Q_3 + 1200 * 0,70$. Incógnita: Q_3.

Balance total de masa: $Q_1 + 5300 = Q_3 + 1200 + Q_5$. Incógnita: Q_5.

Balance parcial de masa para C: $0,97 * Q_1 = 1200 * (1 – 0,70 – y_4) + 0,40 * Q_5$. Incógnita: y_4.

1.5.6 Las fresas contienen alrededor de 15% de sólidos y 85% de agua. Para preparar mermelada de fresa, se mezclan las fresas trituradas con azúcar en una relación de 45:55, y la mezcla se calienta para evaporar agua hasta que el residuo contenga una tercera parte de agua en masa. Dibuje y etiquete el diagrama de flujo de este proceso y utilícelo para calcular cuántas libras de fresa se necesitan para producir una libra de mermelada.



Balance parcial de masa para sólidos: $0,15 * Q_1 = x * 1\ lb_m$

Balance parcial de masa para azúcar: $(55/45) * Q_1 = (0,667 – x) * 1\ lb_m$

$\rightarrow x = (0,15 * Q_1)/lb_m \rightarrow (55/45) * Q_1 = (0,667 – (0,15 * Q_1/lb_m))\ lb_m \rightarrow Q_1 = 0,486\ lb_m$.

1.5.7 Un experimento acerca de la velocidad de crecimiento de ciertos microorganismos requiere el establecimiento de un ambiente de aire húmedo enriquecido con oxígeno. Se alimentan tres corrientes a una cámara especial para el proceso, con el fin de producir una corriente de salida con la composición deseada. Las corrientes que entran a la cámara son las siguientes:

- Agua líquida alimentada con flujo de 20 cm^3/min.
- Aire.
- Oxígeno puro, con un flujo molar equivalente a una quinta parte del flujo molar de la corriente de aire.

Se analiza la corriente de salida y se encuentra que contiene 1,5% moles de agua. Calcúlense todas las variables desconocidas.

Después de leer y entender el enunciado del problema, se dibuja y etiqueta el diagrama de flujo para el proceso descrito:

$\dot{n}_1$=(20 cm^3 H_2O/min)(1 g H_2O/1 cm^3 H_2O)(1 g-mol H_2O/18 g H_2O) = 1,111 g-mol H_2O/min

Base de cálculo: 1 minuto de operación.

Incógnitas: 4, que son: n_2, n_3, n_4 y x.

Balances de masa: 3, porque son tres los componentes (agua, oxígeno y nitrógeno).

Especificaciones de variables: 1 y es: $n_3 = n_2/5$.



Otras especificaciones de variables ya fueron empleadas y son la densidad del agua y la suma de los porcentajes molares (igual a 100).

Con los balances de masa (3) y la especificación de proceso se construyen cuatro ecuaciones independientes. Entonces:

Grados de libertad = Número de ecuaciones independientes – número de incógnitas = 0.

Las ecuaciones independientes son:

Balance de masa para el agua: $n_1 = 0,015n_4$

Balance de masa para el nitrógeno: $0,79n_2 = (1\text{-}0,015\text{-}x/100)n_4$

Balance de masa para el oxígeno: $0,21n_2 + n_3 = (x/100)n_4$

Especificación de proceso: $n_3 = n_2/5$.

Resolviendo:

1,111 g-mol = 0,015 n_4, → n_4 = 74,067 g-mol.

$0,21n_2 + 0,2n_2 = (0,01x)n_4 \rightarrow 0,41n_2 = 0,01x(74,067$ g-mol$) \rightarrow n_2 = 1,807x$ g-mol.

$0,79n_2 = (0,985\text{-}0,01x)74,06$ g-mol

0,79(1,807x g-mol) = 72,956 g-mol – 0,74067x g-mol.

1,428x g-mol + 0,74067x g-mol = 72,956 g-mol → x = 72,956 g-mol/2,169 g-mol = 33,64%.

Reemplazando: n_2 = 1,807(33,64) g-mol = 60,79 g-mol y n_3 = 0,2(60,79 g-mol).

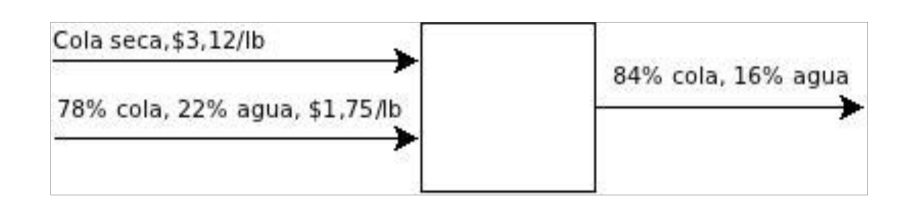
1.5.8 Con objeto de satisfacer ciertas especificaciones, un comerciante mezcla cola secada con aire, cuyo precio de venta es de $3,12/lb, con cola que contiene 22% de humedad, cuyo precio de venta es de $1,75/lb de tal forma que la mezcla contiene 16% de humedad. ¿Cuál deberá ser el precio por libra de cola mezclada?

Se lee y se entiende el enunciado del problema para elaborar el siguiente diagrama de flujo:

Incógnitas: Dos (m_2 y m_3).

Balances de masa: Dos (2 componentes).

Grados de libertad = 2 - 2 = 0.



Base de cálculo: 1 lb de cola seca.

Balance total de masa: 1 lb + $m_2 = m_3$

Balance parcial de masa para el agua: $0,22m_2 = 0,16m_3$.

$\rightarrow 0,22\ m_2 = 0,16(1\ lb + m_2) \rightarrow 0,22m_2 = 0,16\ lb + 0,16m_2 \rightarrow 0,06m_2 = 0,16\ lb.$

$\rightarrow m_2 = 2,67\ lb$ y $m_3 = 3,67\ lb.$

Precio de 3,67 lb de producto obtenido:

($3,12/lb)(1 lb) + ($1,75/lb)(2,67 lb) = $7,7925

Precio por libra de producto obtenido:

$7,7925/3,67 lb = $2,12/lb.

1.6 BALANCES DE MATERIA CUANDO SE TIENEN VARIAS UNIDADES DE PROCESO

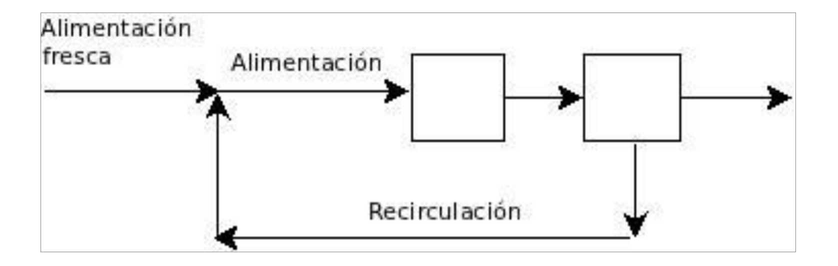
En la industria química es frecuente que los procesos comprendan varias unidades, no solamente una como en los cálculos hasta ahora realizados. Para realizar los balances de masa, en este caso, deben tenerse en cuenta los siguientes aspectos:

- Se pueden escoger varios **sistemas** para resolver el balance de materia: Todo el proceso, una sola unidad de proceso, varias unidades de proceso, un punto de mezcla, un punto de separación (estos dos últimos casos, por ejemplo, cuando se presenta recirculación o derivación). Se entiende por sistema cualquier parte del proceso elegida para ser analizada.

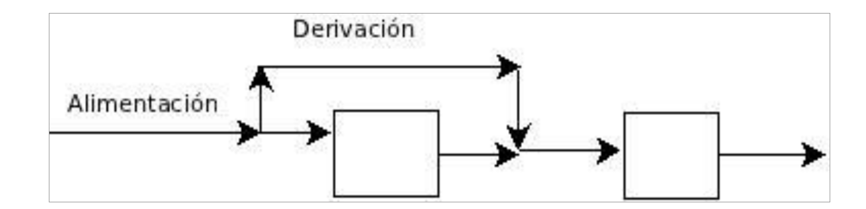
- En cada uno de los sistemas se pueden realizar balances de masa totales y parciales; si el sistema es todo el proceso, los balances se denominan **globales**.

- Sabiendo ya que se pueden utilizar varios sistemas, y por lo tanto, obtener varias ecuaciones para determinar todas las incógnitas de los flujos, se puede sugerir, para el balanceo, el mismo procedimiento anterior.
- Se sugiere que el orden de selección de los sistemas para llevar a cabo los balances de masa, sea desde el sistema con menor número de incógnitas hasta el sistema que tenga el mayor número de incógnitas.
- En algunos procesos industriales se utiliza la **recirculación** de algunos de sus flujos, lo cual consiste en devolver un flujo (o parte de él), que abandona una unidad de proceso hacia una unidad anterior. Esto se hace porque se desea recuperar uno o varios reactivos o catalizadores no consumidos, o porque se desea diluir un flujo, o porque un fluido de

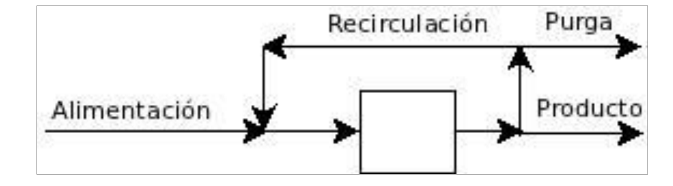
trabajo está circulando como es el caso de los refrigeradores. Un diagrama de flujo para una recirculación es el siguiente:



- En otros procesos industriales se utiliza lo que se denomina **derivación** o **desviación** o **bypass**, que consiste en no permitir que una parte de una alimentación a una unidad de proceso ingrese a esa unidad, sino que vaya a otra unidad posterior. Un diagrama de flujo que representa la derivación es:



- Si una parte de una corriente de recirculación es retirada del proceso, por ejemplo, con el fin de evitar que materiales inertes o indeseados se acumulen dentro del proceso, se presenta una **purga**. Un diagrama de flujo que simboliza este caso es:

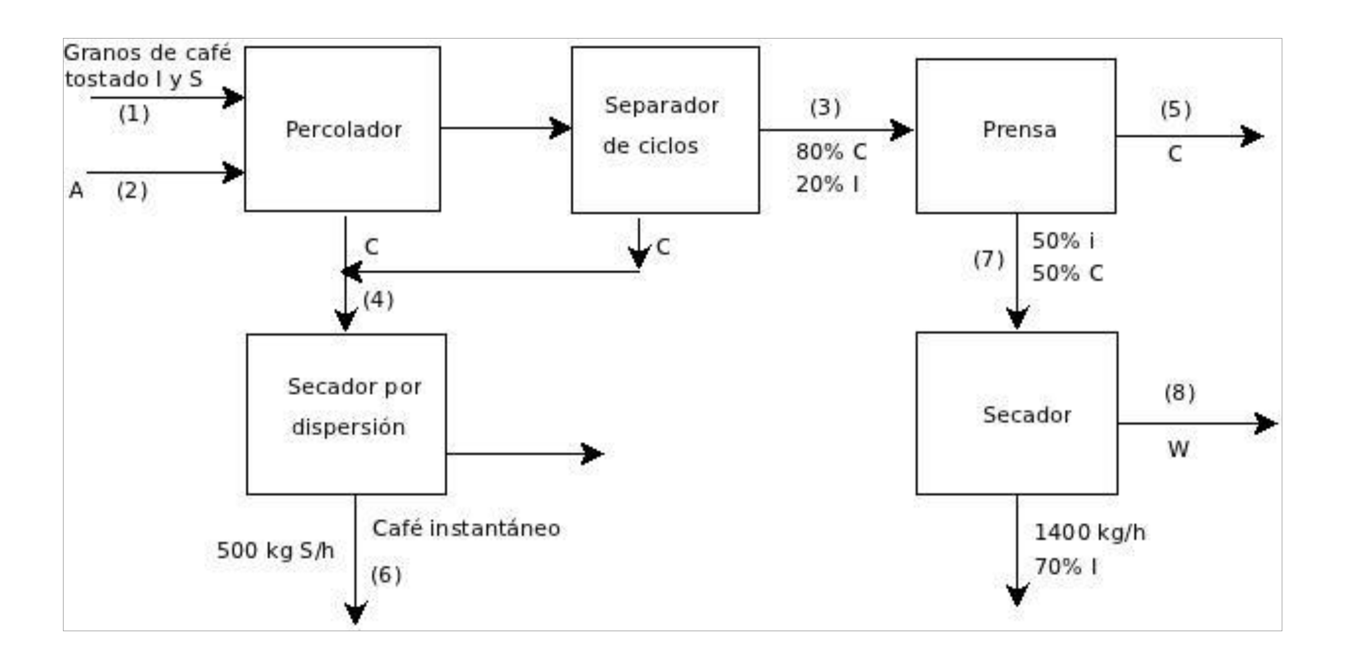


1.7 EJERCICIOS

1.7.1 Los granos de café contienen sustancias solubles en agua y otras que no lo son. Para producir café instantáneo, se disuelve la porción soluble en agua hirviendo (es decir, preparando café) en percoladores grandes, y se alimenta después con el café un secador en el que se evapora el agua, dejando el café soluble como un polvo seco. La porción insoluble de los granos de café (el sedimento) pasa a través de varias operaciones (diferentes secados) y los sedimentos secos pueden usarse para rehabilitación de tierras. La disolución extraída de los sedimentos en la primera etapa de secado (separador de ciclos) se junta con el flujo de salida de los percoladores y esa es la alimentación del secador. Aquí se muestra el diagrama de flujo de este proceso, en el cual S e I representan los componentes solubles e insolubles de los granos de café, A es el agua y C la disolución que contiene 35% en masa de S y 65% en masa de A.

(a) Calcule las velocidades de flujo (kg/h) e los flujos 1 a 8.

(b) Si el líquido de salida de la prensa puede alimentar el secador por dispersión sin afectar el sabor del producto, ¿en qué porcentaje se puede aumentar la velocidad de producción del café instantáneo?



Balances de masa en el secador:
Balance parcial de masa para I: $0,50*Q_7 = 0,70*1400$kg/h → $Q_7 = 1960$ kg/h.
Balance total de masa: $Q_7 = Q_8 + 1400$ kg/h → $Q_8 = 560$ kg/h.

Balances de masa en la prensa:
Balance parcial de masa para I: $0,20*Q_3 = 0,50*Q_7$ → $Q_3 = 4900$ kg/h.
Balance total de masa: $Q_3 = Q_5 + Q_7$ → $Q_5 = 2940$ kg/h.

Balances de masa en el secador por dispersión:
Balance parcial de masa para S: 500 kg /h = $0,35*Q_4$ → $Q_4 = 1428,6$ kg/h.
Balance total de masa: $Q_4 = Q_6 + 500$ kg/h → $Q_6 = 928,6$ kg/h.

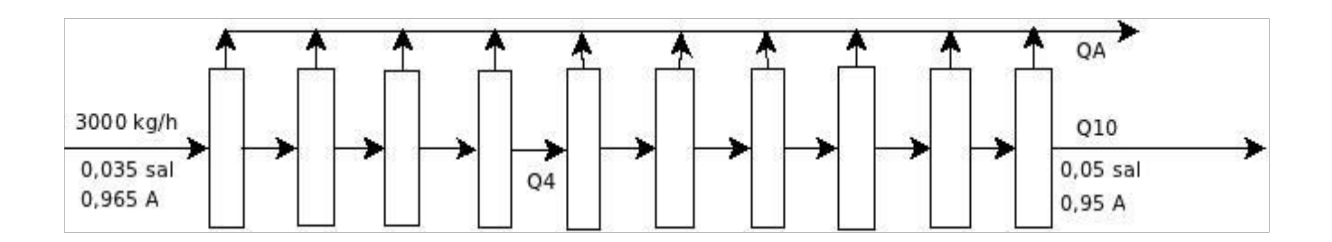
Balance de masa en el secador:
Balance parcial de masa para A: $0,50*Q_7*0,65 = Q_8 + 1400$ kg/h*x → x = 0,055

Balances globales (para todo el proceso):
Balance parcial de masa para A: $Q_2 = Q_5*0,65 + Q_8 + 1400$ kg/h*0,055 + Q_6
→ $Q_2 = 3476,6$ kg/h.
Balance total de masa: $Q_1 + Q_2 = Q_5 + Q_8 + 1400$ kg/h + 500 kg/h + Q_6.
→ $Q_1 = 2852$ kg/h.

(b) Balances de masa en el secador por dispersión:
Balance parcial de masa para A: 2940 kg/h*0,65 + 1428,6 kg/h*0,65 = Q_6
→ $Q_6 = 2839,6$ kg/h.
Balance total de masa: 2940 kg/h + 1428,6 kg/h = Q_6 + Café instantáneo.
→ Café instantáneo = 1528,4 kg/h.
Porcentaje de aumento = {(1528,4 kg/h – 500 kg/h)/500}*100 = 205,68%.

1.7.2 Agua de mar, que contiene 3,50% en masa de sal, pasa a través de una serie de 10 evaporadores. En cada una de las 10 unidades se evapora aproximadamente la misma cantidad de agua, que después se condensa y se combina para obtener un flujo de productos que es agua

pura. La salmuera a la salida del último evaporador contiene 5,00% en masa de sal. Si el proceso se alimenta con 30000 kg/h de agua de mar, calcule el rendimiento fraccionario de agua pura y el porcentaje en peso de sal en la disolución que sale del cuarto evaporador.



Base de cálculo: 1 hora de operación.

Balance global de masa para la sal: 30000 kg*0,035 = Q_{10}*0,05 $\rightarrow$ Q_{10} = 21000 kg.

Balance global de masa: 30000 kg = Q_A + Q_{10} $\rightarrow$ Q_A = 9000 kg.

Cada evaporador elimina 900 kg de agua.

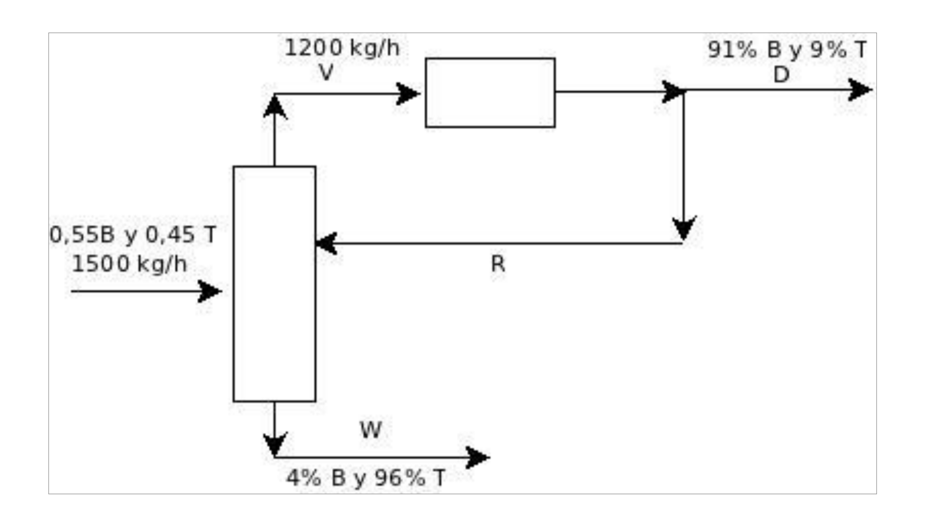
Balance global total entre el 1º y el 4º evaporador: 30000 = 3600 + Q_4 $\rightarrow$ Q_4 = 26400 kg.

Balance de masa parcial para la sal entre el 1º y el 4º evaporador: 30000*0,35 = Q_4*x

$\rightarrow$ x = 0,0398.

1.7.3 Una columna de destilación separa 1500 kg/h de una mezcla de benceno y tolueno que contiene 55% en masa de benceno. El producto recuperado del condensador en el domo de la columna contiene 91% de benceno y los fondos de la columna contienen 96% de tolueno. La corriente de vapor que entra al condensador de la parte superior de la columna es 1200 kg/h. Una parte del producto se regresa a la columna como reflujo y el resto se saca para utilizarlo en otra parte. Suponga que las composiciones de las corrientes en la parte superior de la columna (V), del producto retirado (D) y del reflujo (R) son idénticas. Encuentre la relación entre el reflujo y el producto retirado.

Al dibujar y etiquetar el diagrama de flujo se observa que se conocen todas las composiciones y se desconocen algunas masas. Se pueden efectuar balances de materia sobre la columna de destilación y sobre el condensador y cualquiera que sea la unidad elegida incluye la corriente R (recirculación o reflujo)



Balance global total de masa: 1500 kg/h = D + W → W = 1500 kg/h – D

Balance global parcial de masa para benceno: 0,55*1500 kg/h = 0,91*D + 0,04*W

→ 825 kg/h = 0,91* D + 0,04*(1500 kg/h –D) → D = 879,31 kg/h.

Balance total de masa en el condensador: V = D + R → R = 1200 kg/h – 879,31 kg/h

→ R = 320,69 kg/h.

→ R/D = 0,365.

1.7.4 En la figura que aparece adelante se presentan los datos para un proceso que incluye una evaporación y una cristalización. ¿Cuál es la corriente de recirculación en kilogramos por hora?

Balances globales:

Balance parcial de masa para el KNO_3: 10000 kg/h * 0,20 = 0,96 C → C = 2083,33 kg /h

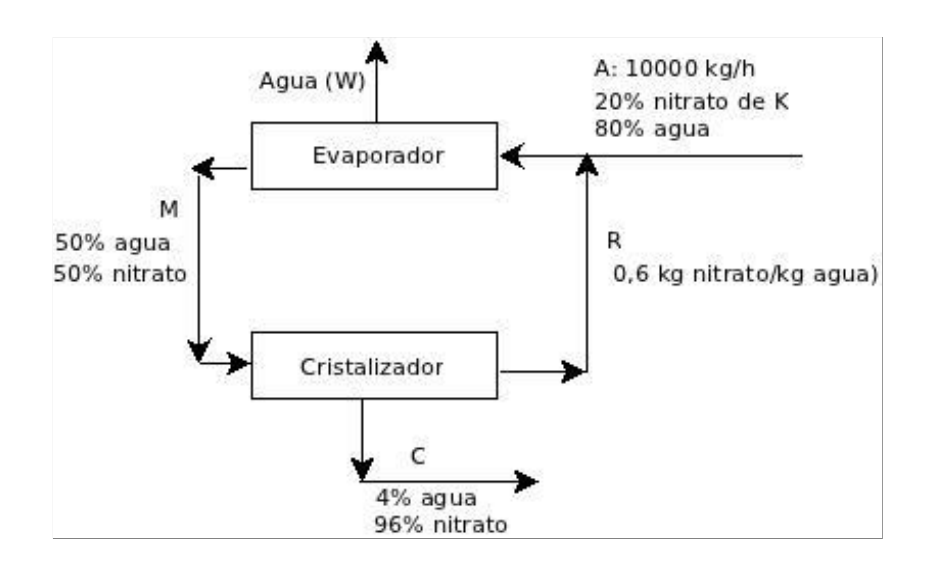
Balance total de masa: A = W + C → W = 7916,67

Balances de masa en el cristalizador:

Balance total de masa: M = C + R → M = 2083,33, kg/h + R

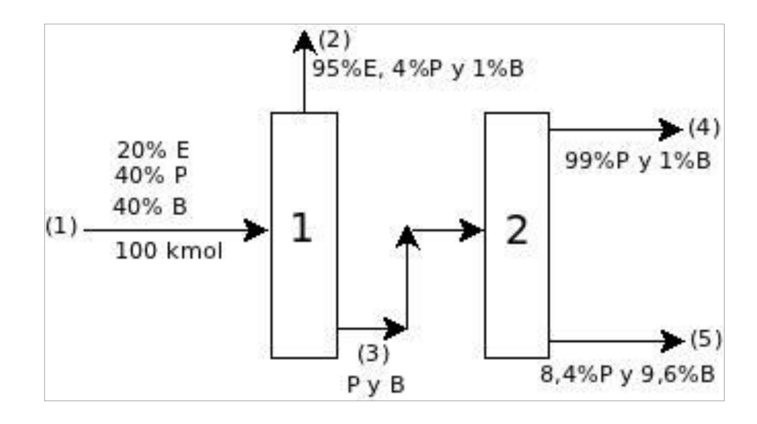
Balance parcial de masa para el KNO_3: 0,5 * M = 0,96 * C + (0,6/1,6) * R

→ 0,5 * (C + R) = 0,96 * C + (0,6/1,6) * R → 0,125 * R = 0,46 * C → R = 7666,65 kg/h.



1.7.5 En un tren de destilación se va a fraccionar un hidrocarburo líquido cuya composición es 20% mol de etano, 40% mol de propano y 40% mol de butano. Se alimentan 100 kg mol de la anterior mezcla al primer destilador. El producto superior o de cabeza de este destilador contiene 95% mol de etano, 4% mol de propano y 1% mol de butano. El producto inferior o de fondo de este destilador, que únicamente contiene propano y butano, alimenta al segundo destilador. El producto superior de este segundo destilador contiene 99% molar de propano mientras que el producto inferior del segundo destilador contiene 8,4% molar de propano. Calcúlese la cantidad de producto de cabeza del segundo destilador y la composición de la corriente de alimentación al segundo destilador.

Base de cálculo: 100 kg mol alimentados al destilador 1.



Balances de masa en el destilador 1:

Balance total de masa: 100 kg mol = $n_2 + n_3$

Balance parcial de masa para el etano: 0,2(100 kg mol) = 0,95(n_2) → n_2 = 21,05 kg mol.

→ n_3 = 78,95 kg mol.

Balance parcial de masa para el propano: 0,4(100 kg mol) = 0,04(21,05 kg mol) + x(78,95 kg mol) → x = 0,496

Entonces, la composición de la corriente de alimentación al segundo destilador es 49,6% en propano y 50,4% en butano.

Balances de masa en el segundo destilador:

Balance total de masa: $n_3 = n_4 + n_5$ → 78,95 kg mol = $n_4 + n_5$

Balance parcial de masa: $n_3(x) = 0,99n_4 + 0,084\ n_5$

Reemplazando: 78,95 kg mol (0,496) = $0,99n_4$ + 0,084 (78,95 kg mol – n_4)

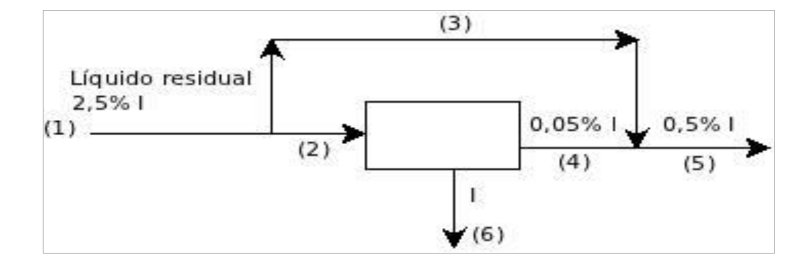
De donde: n_4 = 35,90 kg mol y n_5 = 43,05 kg mol.

1.7.6 En una planta de tratamiento que opera bajo condiciones estables, se reduce el contenido de impurezas nocivas de un líquido residual de 2,5% en peso hasta 0,05% en peso. Se permite una concentración máxima de estas impurezas nocivas de 0,5% en peso para ser descargadas en el río local. ¿Qué porcentaje del líquido residual inicial puede ser derivado y cumplir aún las normas establecidas?

Base de cálculo: 100 kg de líquido residual.

Sistema: Todo el proceso.

Balance total de masa: $m_1 = m_6 + m_5$ → 100 kg = $m_6 + m_5$



Balance parcial de masa para las impurezas: $0{,}025(m_1) = m_6 + 0{,}005(m_5)$
$\rightarrow 2{,}5\ kg = m_6 + 0{,}005(m_5)$
Resolviendo: $m_6 = 100\ kg - m_5 \rightarrow 2{,}5\ kg = m_6 + 0{,}005m_5 \rightarrow 0{,}995m_5 = 97{,}5\ kg$
$\rightarrow m_5 = 98\ kg$.

Sistema: Punto de mezcla.
Balance total de mezcla: $m_3 + m_4 = m_5 \rightarrow {}_3 + m_4 = 98\ kg$
Balance parcial de masa para impurezas: $0{,}025m3 + 0{,}0005m_4 = 0{,}005m_5$
$\rightarrow 0{,}025m_3 + 0{,}0005m_4 = 0{,}005(98\ kg)$.
Resolviendo: $m_4 = 979{,}9\ kg - 50m_3$
$\rightarrow m_3 + 979{,}9\ kg - 50m_3 = 98\ kg \rightarrow 979{,}9\ kg - 98\ kg = 49m_3 \rightarrow m_3 = 18\ kg$.

1.8 FASE GASEOSA EN LOS BALANCES DE MATERIA

Es común que en los procesos industriales intervengan sustancias en fase gaseosa, siendo una aplicación importante el caso en el cual se usa una mezcla gas – vapor como el aire húmedo (útil en operaciones de secado, de humidificación y otras). En estos casos, en la realización de los balances de materia deben utilizarse las ecuaciones deducidas para los gases, como las ecuaciones de estado. Para la aplicación, deben considerarse dos opciones: comportamiento ideal y comportamiento real. El concepto de gas ideal se puede resumir en el cumplimiento de las siguientes condiciones: Ocupa el volumen del recipiente que lo contiene; está formado por moléculas las cuales se mueven individualmente y al azar en todas direcciones; los choques entre las moléculas son completamente elásticos (no hay pérdidas de energía);los choque son instantáneos (el tiempo durante el choque es cero); el volumen de las moléculas es despreciable. Los gases reales, siempre que no estén sometidos a condiciones extremas de presión y temperatura, cumplirán muy aproximadamente las reglas establecidas para los gases ideales. Se acepta que un gas se comporta idealmente a bajas presiones y temperaturas altas.

A diferencia de los sólidos y de los líquidos, el volumen de un gas varía considerablemente por cambios en la temperatura y en la presión. Una ecuación que relacione estas tres variables con la cantidad de gas (expresada en unidades molares) se denomina ecuación de estado.

Para los gases ideales la ecuación de estado es: **PV** = **nRT** , en la cual P es la presión, V el volumen, n el número de moles, R es la constante universal de los gases y T es la temperatura. Se puede también escribir así: Pv = RT, siendo v el volumen molar (o específico). La constante R tiene varios valores, dependiendo de las unidades en las cuales se expresen las variables P, V, n y T. Esta ecuación puede aplicarse para un gas ideal en dos condiciones termodinámicas diferentes (o sea con valores diferentes mínimo para una de las variables presión, volumen o temperatura):

Para el estado 1: $P_1V_1 = n_1RT_1$ y para el estado 2: $P_2V_2 = n_2RT_2$.
Dividiendo estas dos expresiones se obtiene la siguiente relación entre los dos estados:
$P_1V_1/P_2V_2 = n_1T_1/n_2T_2$.
Si al pasar el gas del estado 1 al estado 2, no se modifica el número de moles, es decir, la cantidad de gas permanece constante, la relación entre los dos estados es:
$P_1V_1/P_2V_2 = T_1/T_2$.
Si además de la cantidad de gas también permanece constante el volumen:
$P_1/P_2 = T_1/T_2$.
Si cambian la temperatura y el volumen, pero no la presión ni la cantidad:
$V_1/V_2 = T_1/T_2$.
Si cambian el volumen y la presión, permaneciendo constantes la cantidad y la temperatura:
$P_1V_1/P_2V_2 = 1 \rightarrow P_1/P_2 = V_2/V_1$.
Uno de estos estados puede ser el estado de condiciones normales, el cual se define como Te = 0° C (273 K) y Pe = 1 atmósfera.
Como en condiciones normales cualquier gas ocupa un volumen de 22,415 litros, para aplicar la ecuación de estado de los gases ideales no se necesita saber la naturaleza del gas.
Algunos valores de R son los siguientes, los cuales sirven para obtener otros valores simplemente convirtiendo unidades:
R = 0,08206 L*atm/ (mol*K) = 62,36 L*mm Hg/ (mol*K) = 10,73 pie^3*psia/ (lb mol*°R) = 1,987 cal/ (mol*K).

En el caso de una mezcla de gases ideales, por ejemplo A, B y C con número de moles n_A, n_B y n_C respectivamente que están en un recipiente de volumen V a una temperatura T y a una presión total P, se pueden utilizar las siguientes expresiones:
Se define la **presión parcial del componente A** como la presión que ejerce este componente cuando se encuentra solo ocupando el mismo volumen V de la mezcla y a la temperatura T de la mezcla:

$P_A = n_A * R*T/V$

Como $P = n*R*T/V \rightarrow p_A/P = n_A/n = y_A$: Fracción molar de A en la mezcla.

$\rightarrow p_A = y_A*P$.

Similarmente: $p_B = y_B*P$ y $p_C = y_C*P$

$\rightarrow p_A + p_B + p_C = y_A*P + y_B*P + y_C*P = P\ (y_A + y_B + y_C) = P$

Esta expresión es la *Ley de Dalton*.

Se define el **volumen parcial del componente A** como el volumen que ocupa este componente cuando se encuentra solo en el recipiente de la mezcla a la presión P y a la temperatura T de la mezcla:

$V_A = n_A*R*T/P$

Como $V = n*R*T/P \rightarrow V_A/V = n_A/n = y_A$: Fracción molar de a en la mezcla.

$\rightarrow V_A = y_A*V$.

Similarmente: $V_B = y_B*V$ y $V_C = y_C*V$

$\rightarrow V_A + V_B + V_C = y_A*V + y_B*V + y_C*V = V\ (y_A + y_B + y_C) = V$

Esta expresión es la *Ley de Amagat*.

Para los gases no ideales, existen varias ecuaciones, entre las cuales se pueden citar: la ecuación virial, la de Van der Waals, la de Soave – Redlich – Kwong y la de factores de compresibilidad. Un gas tiene comportamiento no ideal especialmente a altas presiones o a bajas temperaturas.

En este caso se consideran dos ecuaciones de estado para gases con comportamiento no ideal: la de Van der Waals y la de factores de compresibilidad, las cuales requieren que se consideren los conceptos estado crítico, parámetros reducidos y compresibilidad.

La temperatura más alta a la cual una sustancia puede coexistir en dos fases (líquido y vapor) es la *temperatura crítica* de esa sustancia, T_C, y la correspondiente presión es la *presión crítica*, P_C. El *estado crítico* de la sustancia corresponde a estos dos valores, los cuales se encuentran en la mayoría de los manuales de referencia de química para muchas sustancias, como por ejemplo, el Manual del Ingeniero Químico y los libros Principios elementales de los procesos químicos de Felder y Rousseau y Principios y cálculos básicos de la Ingeniería Química de Himmelblau.

Relacionadas con estos valores están la *temperatura reducida y la presión reducida*, T_r y P_r, las cuales se definen así:

$T_r = T / T_C$

$P_r = P / P_C$

$V_r = P_C V / nRT_C$

La **ecuación de Van der Waals** no es tan general como la ecuación de estado para los gases ideales pues contiene términos con valores distintos para cada gas. Esta ecuación introduce sobre la ecuación de los gases ideales una corrección asociada con el volumen de las propias moléculas y otra corrección asociada con las fuerzas de atracción entre las moléculas:

$(P + n^2a / V^2)*(V – nb) = nRT$

V: Volumen de n moles de gas.

El término n^2a / V^2 está relacionado con las fuerzas de atracción entre las moléculas y suma a P porque la presión medida es más baja de lo esperado debido a esas fuerzas. El valor b está relacionado con el volumen de las moléculas de gas y nb se resta del volumen medido para obtener el volumen libre del gas. Los valores de a y b son específicos para cada gas y pueden obtenerse en los manuales de referencia de química.

La **ecuación de estado del factor de compresibilidad incluye e**l factor de compresibilidad de una especie gaseosa, el cual se define como:

z = PV / nRT.

Si el gas se comporta ideamentel, z = 1. El grado en que z difiere de 1 es una medida del grado en el que el gas se aleja del comportamiento ideal. La ecuación anterior puede escribirse así para formar la *ecuación de estado del factor de compresibilidad*:

PV = znRT.

Valores de z para un número limitado de sustancias se encuentran en el Manual del Ingeniero Químico de Perry.

El factor de compresibilidad puede calcularse para cualquier sustancia a T y P dadas con este procedimiento:

- Busque T_C y P_C para la sustancia.
- Calcule T_r y P_r o V_r.
- Consulte el valor de z en una *gráfica general de compresibilidad* donde se grafica z contra P_r para valores específicos de T_r.

La base para calcular z de este modo es la *ley de los estados correspondientes* la cual establece que los valores de ciertas propiedades físicas de un gas (como el factor de compresibilidad),

dependen de la cercanía al estado crítico, siendo la presión y la temperatura reducidas una medida de esa proximidad: entre más cerca la temperatura reducida y la presión reducida a la unidad, más cerca está el gas a su estado crítico.

Para los gases hidrógeno y helio las constantes críticas se ajustan mediante las correcciones de Newton, antes de usar la gráfica general de compresibilidad:

T_C corregida = T_C + 8 K

P_C corregida = P_C + 8 atm

La gráfica general de compresibilidad se encuentra en el Manual del Ingeniero Químico de Perry, en el texto Principios Elementales de los Procesos Químicos de Feder y Rousseau y en el libro Principios y Cálculos básicos de la Ingeniería Química de Himmelblau.

Para hacer cálculos en **mezclas de gases no ideales** se utiliza la *regla de Kay*, la cual calcula propiedades pseudo críticas como promedios de las constantes críticas de los componentes puros:

Temperatura pseudos crítica: $T'_C = y_A\ T_{CA} + y_B\ T_{CB} + \ldots$

Presión pseudos crítica: $P'_C = y_A\ P_{CA} + y_B\ P_{CB} + \ldots$

Siendo y_A, y_B… las fracciones molares de los componentes de la mezcla. Si se conocen la temperatura y la presión del sistema (T y P) se calculan la temperatura pseudo reducida y la presión pseudo reducida:

Temperatura pseudo reducida: $T'_r = T / T'_C$

Presión pseudo reducida: $P'_r = P / P'_C$

Utilizando las gráficas de compresibilidad se calcula el factor de compresibilidad z_M para la mezcla y se emplea la ecuación $PV = z_M\ n\ R\ T$

Si se conoce V y T o P se puede calcular el volumen ideal pseudo reducido $V'_r = VP'_C/nRT'_C$ y usar la otra propiedad reducida conocida para usar el diagrama de compresibilidad.

1.9 EJERCICIOS

1.9.1 El propano, C_3H_8, a 280° C y 2,8 atm (absoluta) fluye hacia un reactor a una velocidad de 920 kg/h. Calcule la velocidad de flujo volumétrico de éste, utilizando la conversión a partir de las condiciones estándar.

Velocidad de flujo molar = 920 kg/h*1 kmol/44 kg = 20,91 kmol/h.

P*V/ (Pe*Ve) = n*T/ (ne*Te) → V = (n/ne)*(T/Te)*(Pe/P)*Ve.

V = (20,91 kmol/h / 1 kmol)*(553K/273K)*(1 atm/2,8 atm)*22,415 m^3 = 339,1 m^3/h.

1.9.2 Un flujo de aire entra a un tubo de 7,50 cm de diámetro interior a una velocidad de 60,0 m/s a 27° C y 1,80 bares (manométrica). En un punto de la línea, el aire fluye a través de un tubo con diámetro interior de 5,00 cm. a 60º C y 1,53 bares (manométrico). ¿Cuál es la velocidad del gas en este punto?. La presión atmosférica es 1 atm.

Base de cálculo: 1 s.

$V = \pi*(0,0375)^2*60\ m^3 = 0,265\ m^3$.

$V_1 = 0,265\ m^3$; T_1 = 300K; P_1 = 1,80 bar + 1,01325 bar = 2,81325 bar.

T_2 = 333K; P_2 = 1,53 bar + 1,01325 bar = 2,54325 bar; $n_1 = n_2$

$V_2 = (n_2/n_1)*(T_2/T_1)*(P_1/P_2)*V_1$ = (333K/300K)*(2,81325 bar/2,54325 bar)*0,265 m^3

$V_2 = 0,325\ m^3$

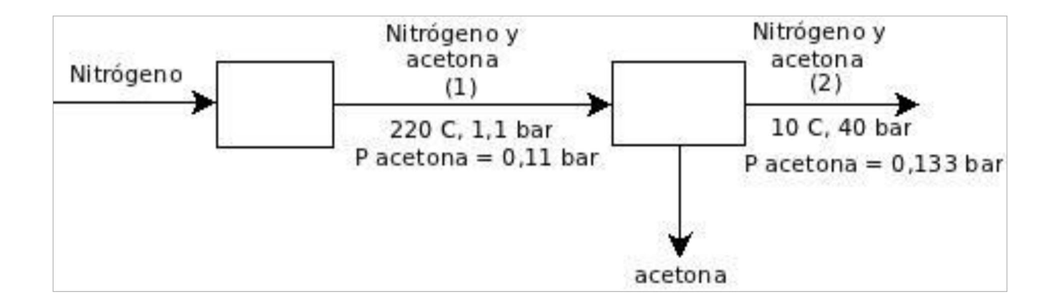
$V_2 = \pi*r_2^2*x_2 \rightarrow x_2 = V_2/(\pi*r_2^2) \rightarrow x_2 = 0,325\ m^3/(\pi*0,025^2\ m^2) = 165,52$ m

Velocidad del gas = 165,52 m/s.

1.9.3 Un flujo de nitrógeno seco y caliente fluye a través de una unidad del proceso que contiene acetona líquida. Una porción sustancial de la acetona se evapora y sale con el nitrógeno. Los gases combinados salen de la unidad de recuperación a 220° C y 1.1 bars, y entran a un enfriador – compresor, donde una porción de la acetona se condensa. Los gases restantes salen del condensador a 10° C y 40 bars. La presión parcial de la acetona en la alimentación del condensador es de 0,110 bar, y la del gas de salida es de 0,133 bar. Considere que el gas se comporta idealmente.

(a) Calcule la masa de acetona condensada (kg) y el volumen del gas que sale del condensador (m^3) para una base de 1 m^3 del gas que alimenta el condensador.

(b) Considere que la velocidad de flujo del gas que sale del condensador es de 20 m^3/h. Calcule la velocidad (kg/h) a la que se evapora la acetona en la unidad de recuperación del disolvente.



Base de cálculo: 1 m^3 del gas que alimenta el condensador.

n_1 = (1,1 bar*1000 l*mol*K) / (0,08314 L*bar * 493 K) = 26,84 mol.

y_{AC} = 0,11 bar / 1,1 bar = 0,10 → n_{AC} = 0,10 * 26,84 mol = 2,684 mol.

→ n_{N2} = 0,90 * 26,84 mol = 24,156 mol.

Para la corriente de salida del condensador se hacen los siguientes cálculos:

y_{AC} = 0,133 bar / 40 bar = 0,003325 bar → y_{N2} = 0,996675.

Como el número de moles de nitrógeno es igual en la entrada y en la salida del condensador, se tiene:

n_2 = 24,156 mol / 0,996675 = 24,24 mol.

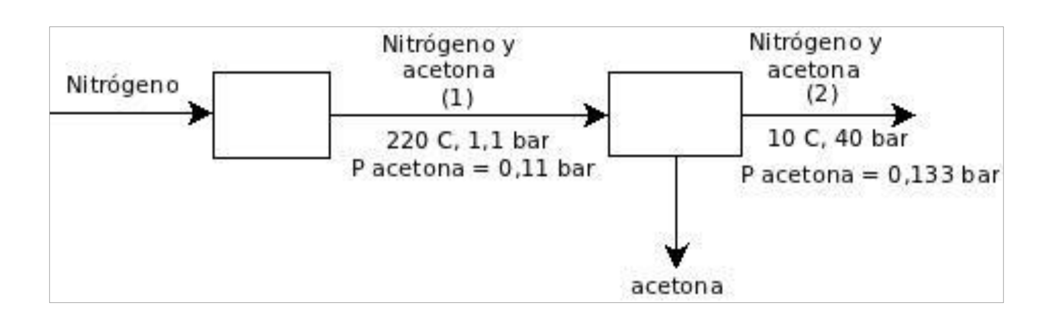
→ Balance de moles de acetona:

2,684 mol = n_3 + 24,24 mol * 0,003325 → n_3 = 2,603 mol.

→ m_3 = 2,603 mol * (0,058 kg / 1 mol) = 0,151 kg.

V_2 = (24,24 mol * 0,08314 L * bar * 283 K * 1 m^3) / (mol * K * 40 bar * 1000 L) = 0,0143 m^3.

(b)



Base de cálculo: 1 hora de operación.

n_2 = (40 bar * 20000 L * mol * K) / (0,08314 l * bar * 283 K) = 34001 mol.

n_{N2} = 0,996675 * 34001 mol = 33887,95 mol.

Para la entrada al condensador se tiene:

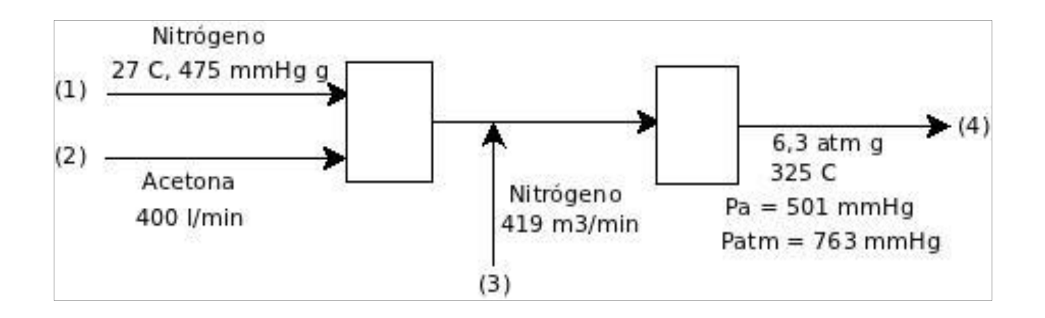
33887,95 mol = 0,90 * n_1 → n_1 = 37653,28 mol.

Balance de moles para la acetona:

37653,27 mol * (0,058 kg / 1 mol) = 211,83 kg.

Velocidad de evaporación de la acetona = 211,83 kg/h.

1.9.4 Se alimenta acetona líquida (C_3H_6O, densidad = 0,791 kg/m^3) a velocidad de 400 m^3/min a una cámara con calentamiento, donde se evapora incorporándose a una corriente de nitrógeno. El gas que sale del calentador se diluye por medio de otra corriente de nitrógeno que fluye a una velocidad medida de 419 m^3 (TPE)/min. Los gases combinados se comprimen después hasta una presión total de 6,3 atm manométricas a una temperatura de 325° C. La presión parcial de la acetona en esta corriente es de 501 mm Hg y la presión atmosférica es 763 mm Hg. (a) ¿Cuál es la composición molar de la corriente que sale del compresor? (b) ¿Cuál es la velocidad de flujo volumétrico del nitrógeno que entra al evaporador, si la temperatura y la presión de esta corriente son 27° C y 475 mm Hg manométricos?



Base de cálculo: 1 minuto de operación.

(a) P_4 = 6,3 atm * (760 mm Hg/1 atm) + 763 mm Hg = 5551 mm Hg.

y_{a4} = (501 mm Hg / 5551 mm Hg) = 0,0903

y_{N2} = 0,9097

(b) n_2 = 400 m^3 * (0,791 kg / m^3) * (1 kg mol / 58 kg) = 5,455 g kmol.

n_{a4} = 5,455 kg mol → n_4 = (5,455 kg mol / 0,0903) = 60,41 kg mol.

n_{N24} = 60,41 kg mol – 5,455 kg mol = 54,955 kg mol.

n_3 = (1 atm * 419000 L) / (0,08206 L*atm*K^{-1}*mol^{-1}*273K)*1 kg mol / 1000 mol = 18,7 kg mol.

Balance parcial para N_2:

$n_1 + n_3 = n_{N24} \rightarrow n_1$ = 54,955kmol -18,7 kg mol = 36,255 kg mol.

V_1 = (36255 mol * 62,36 L*mm Hg*K^{-1}*mol^{-1} * 300 K) / 1238 mm Hg) = 547866 L.

Flujo volumétrico = 547,87 m^3 / min.

1.9.5 Empleando la ecuación de Van der Waals calcule la presión que ejerce 1,00 mol de Cl_2 (g) cuando ocupa un volumen de 2,00 litros a 273 K. Los valores de a y b son: a = 6,49 L^2*atm*mol^{-2} y b = 0,0562 L*mol^{-1}.

P = {nRT / (V – nb)} – (n^2a / V^2)

P = {1 mol*0,08206 atm*L*K^{-1}*mol^{-1}*273 K / (2 L – 1 mol * 0,0562 L mol^{-1})} – (1 mol^2*6,49 L^2 atm mol^{-2} / 4 L^2)

P = 9,9 atm.

Si la presión se calcula usando la ecuación de los gases ideales el resultado es 11,2 atm.

1.9.6 Un recipiente de 5 litros a -20,6º C contiene 100 mol gramos de nitrógeno. Estime la presión en el cilindro, empleando la ecuación de estado del factor de compresibilidad.

En el texto Principios Elementales de los Procesos Químicos de Felder y Rousseau, tercera edición, en la tabla B.1 se encuentran los siguientes valores para el nitrógeno:

T_C = 126,2 K; P_C = 33,5 atm.

Se calcula la temperatura y el volumen reducidos:

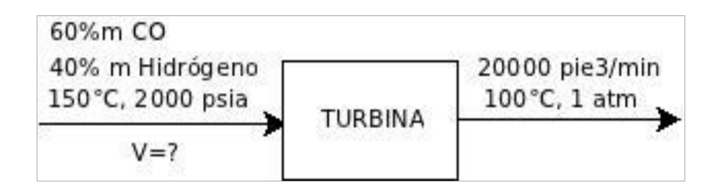
T_r = (-20,6 + 273)K / 126,2K = 2

V_r = 33,5 atm*5 L / (100 mol*0,08206 L atm K^{-1} mol^{-1}*126,2 K) = 0,162

En la figura 5.4-4 del texto Principios Elementales de los Procesos Químicos de Felder y Rousseau, se determina z = 1,8. Entonces: P = (znRT) / V

P = (1,8 * 100 mol * 0,08206 L atm K^{-1} mol^{-1} * 252,4 K)/ 5 L = 745,6 atm.

1.9.7 El producto gaseoso de una planta de gasificación de carbón de hulla consiste en 60% en mol de CO y el resto de H_2; sale de la planta a 150° C y 2000 psia. El gas se expande a través de una turbina, y el gas de salida alimenta un calentador a 100° C y 1 atm, a una velocidad de 20000 pie^3/min. Calcúlese la velocidad de flujo de entrada a la turbina en pie^3/min, usando la regla de Kay.



Base de cálculo: 1 minuto de operación.

$V_2 = (20000\ pie^3)(0{,}028317\ m^3/pie^3) = 566{,}34\ m^3.$

$T'_C = y_{CO}T_{C,CO} + y_{H2}T_{C,H2}$

$T_{C,H2} = 33{,}3K + 8K = 41{,}3K$

$T_{C,CO} = 133K$

$T'_C = 0{,}6(133K) + 0{,}4(41{,}3K) = 96{,}32K$

$T'_r = 373K/96{,}32K = 3{,}87.$

$P'_C = y_{CO}P_{C,CO} + y_{H2}P_{C,H2}$

$P_{C,CO} = 34{,}5$ atm.

$P_{C,H2} = 12{,}8$ atm + 8 atm = 20,8 atm.

$P'_C = = 0{,}6\ (34{,}5\ atm) + 0{,}4(20{,}8\ atm) = 29{,}02$ atm.

$P'_r = 1\ atm/29{,}02\ atm = 0{,}0345.$

$z_{M2} = 1 \rightarrow n_2 = PV/zRT = (1\ atm)(566{,}34\ m^3)K\ kg\ mol / [(1)(0{,}08206\ m^3atm)(373K)] = 18{,}5$ kg mol.

$T_1 = 423$ K

$P_1 = 2000\ psi\ (1\ atm/14{,}7\ psi) = 136{,}05$ atm.

$T'_r = 423K/96{,}32K = 4{,}39.$

$P'_r = 136{,}05\ atm/\ 29{,}02\ atm = 4{,}69.$

$z_{M1} = 1{,}08.$

$V_1 = z_{M1}n_1RT_1/P_1 = (1{,}08)(18{,}5\ kmol)(0{,}08206\ m^3atm)(423K)/[K\ kmol\ (136{,}05\ atm)] = 5{,}10\ m^3.$

$V = (5{,}10\ m^3/h)(1\ pie^3/0{,}028317\ m^3) = 180\ pie^3/h.$

1.10 BALANCES DE MATERIA EN SISTEMAS GASEOSOS CON UN COMPONENTE CONDENSABLE

En varios procesos industriales como el secado, la humidificación y la deshumidificación, son comunes sistemas gaseosos con varios componentes de los cuales solamente uno puede existir como líquido en las condiciones de proceso. Un ejemplo es el aire húmedo. Considérese una cámara que inicialmente tiene aire seco y a la cual se le introduce agua líquida manteniendo constantes la temperatura y la presión: las moléculas de agua comienzan a evaporarse y debido a ello la presión parcial del agua aumenta en la fase gaseosa (aumenta su fracción molar): $p_{H2O} = y_{H2O}\ P$. Llega un momento en el cual la cantidad de vapor de agua en la fase gaseosa es tal que esta fase no es capaz de recibir más agua. En ese momento, la fase gaseosa está *saturada* con agua y el agua en dicha fase se denomina *vapor saturado*. En ese caso, según la ley de Raoult, la presión parcial del vapor en el gas es igual a la presión de vapor del componente puro a la temperatura del sistema:

$p_i = y_i * P = p_{vi.}$ (Condición de saturación)

Esta ecuación es la relación fundamental para el análisis de los sistemas gas – líquido en equilibrio que contienen un componente condensable.

Algunas consideraciones importantes son las siguientes:

- Un gas en equilibrio con un líquido está saturado con los componentes volátiles del líquido.
- Si un gas está saturado con un vapor, la presión parcial del vapor no puede ser superior a la presión de vapor del componente puro y cualquier intento por aumentar la presión parcial conduce a la condensación.
- Un vapor presente en una cantidad menor a la de saturación, se denomina *vapor sobrecalentado*.
- Si un gas no saturado con un componente condensable se enfría a presión constante, llega un momento en el cual la presión parcial del componente condensable se hace igual a la presión de vapor del componente puro y la temperatura a la cual se logra esta igualdad se llama *punto de rocío* del gas. A esa temperatura el gas se satura (se alcanza la condición de saturación).
- La diferencia entre la temperatura y el punto de rocío de un gas se llama *grados de sobrecalentamiento* del gas.

En la ejecución de los balances de masa para estos procesos, se hace necesario definir los siguientes términos, aclarando que en ellas se usa el término *saturación* cuando se trata de cualquier mezcla gas – vapor y se usa el término *humedad* únicamente cuando se trata del sistema aire – vapor de agua.

Saturación relativa (humedad relativa): s_r (h_r) = (p_i / p_{vi}) * 100
Saturación molal (humedad molar): s_m (h_m) = p_i / (P – p_i) = moles de vapor / moles de aire seco libre de vapor.
Saturación absoluta (humedad absoluta): s_a (h_a) = (p_i * M_i) / {(P – p_i) * M_{seco}} = masa de vapor / masa de aire seco, siendo M_i la masa molar del vapor y M_{seco} la masa molar promedio del gas seco (sin vapor).
Porcentaje de saturación (porcentaje de humedad): s_p (h_p) = (s_m / s_{vm}) * 100 =
{p_i / (P – p_i)} * 100 / {p_{vi} / (P – p_{vi})}

En las anteriores ecuaciones aparece el término **presión de vapor**, el cual puede considerarse como la presión a la cual están en equilibrio la fase líquida y la fase de vapor de una sustancia a una temperatura determinada. Para el cálculo de la presión de vapor se puede utilizar cualquiera de los siguientes procedimientos:

Ecuación de Clausius – Clapeyron: $\ln (P_2/P_1) = (\Delta H_V/R)(T_1^{-1} – T_2^{-1})$
Diagrama de Cox, el cual consiste en una gráfica, para varias sustancias, de logaritmo de la presión de vapor contra la temperatura y está disponible en la bibliografía recomendada.
Ecuación de Antoine: $\log_{10} p_V = A – B/(T + C)$, donde T es la temperatura y A, B y C son constantes cuyos valores aparecen en la bibliografía recomendada.
Tablas de presión de vapor: Para algunas sustancias se encuentran tablas que informan la presión de vapor en función de la tempertatura. Para el agua, una tabla muy utilizada es la tabla de propiedades termodinámicas.

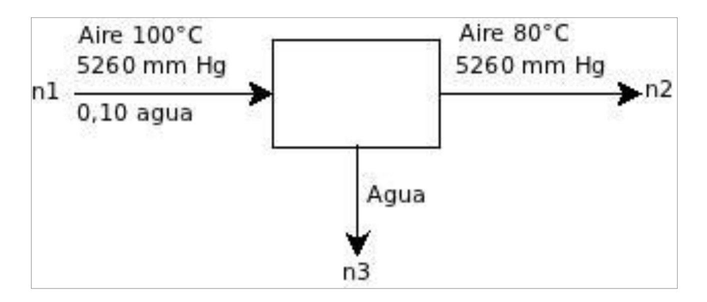
Para el sistema aire – vapor de agua, muchos de los conceptos analizados anteriormente se presentan en una gráfica denominada **diagrama de humedad.**

1.11 EJERCICIOS

1.11.1 Una corriente de aire a 100º C y 5260 mm Hg contiene 10% de agua en volumen. Se enfría hasta 80º C a presión constante. (a) Calcule el punto de rocío y los grados de sobrecalentamiento del aire inicial. (b) Calcule el porcentaje de vapor que se condensa y la composición final de la fase gaseosa luego de enfriado.

(a) p_{H2O} = 0,10 * 5260 mm Hg = 526 mm Hg.
→ $t_{rocío}$ = 90º C (Tabla B.3. Principios elementales de los procesos químicos. Felder y Rousseau).
Grados de sobrecalentamiento = 100º C – 90º C = 10º C.

(b) Diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 moles de aire inicial.

A 80º C se encuentra: $p_{f\ H2O}$ = 355,1 mm Hg (Tabla B.3. Principios elementales de los procesos químicos. Felder y Rousseau).
y_{H2O} = 355,1 mm Hg / 5260 mm Hg = 0,0675.

Balance de moles para el aire seco: $n_1 * 0,90 = n_2 * 0,9325 \rightarrow n_2$ = 96,515 moles.
Balance molar total: $n_1 = n_2 + n_3 \rightarrow n_3$ = 100 moles – 96,515 moles = 3,.485 moles.

Moles de agua inicial = 10 moles.

Moles de agua condensada = 3,485 moles.

% H_2O condensada = (3,485 moles / 10 moles) * 100 = 34,85 %.

1.11.2 Una mezcla de vapor de acetona y nitrógeno contiene 14,8% de acetona en volumen. Calcule la saturación relativa, la saturación molar, la saturación absoluta y el porcentaje de saturación de la mezcla a una temperatura de 20º C y a la presión de 745 mm Hg.

Presión de vapor de la acetona a 20º C = 184,8 mm Hg.

Saturación relativa:

p_i = 0,148 * 745 mm Hg = 110,26 mm Hg.

s_r = 110,26 * 100 / 184,8 = 59,66%.

Saturación molal:

s_m = 110,26 / (745 – 110,26) = 0,174 moles de acetona / moles de N_2.

Saturación absoluta:

s_a = (110,26 * 58) / {(745 – 110,26) * 28} = 0,360 g acetona / g N_2.

Porcentaje de saturación:

(110,26 / (745 – 110,26) * 100) / (184,8 / (745 – 184,8)) = 52,66%.

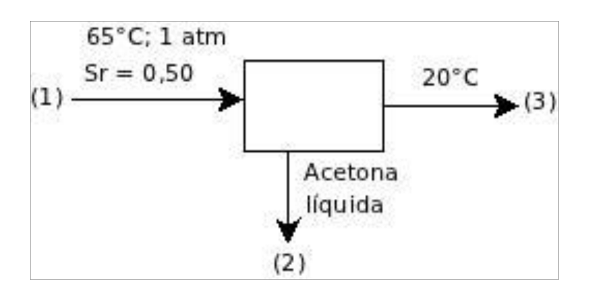
1.11.3 Un flujo de un proceso que contiene vapor de acetona entra a un enfriador – compresor a 65° C y 1,00 atm, con una saturación relativa de acetona igual a 50%. El gas se comprime y enfría a 20° C para recuperar el 95% de la acetona como líquido. Calcule la presión de salida y el cociente litros de condensado / m^3 del gas de la alimentación.

Para calcular la presión parcial de la acetona utilizando la saturación relativa, es necesario conocer la presión de vapor de la acetona a 65° C, lo cual puede hacerse por medio de la ecuación de Antoine, cuyos datos se encuentran en el libro PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau, segunda edición:

Log p_v = A – B / (T + C) → log p_v = 7,02447 – {1161 / (65 + 224)} → p_v = 1,34 atm

0,5 = $p_{acetona}$ / 1,34 → $p_{acetona}$ = 0,67 atm

$y_{acetona}$ = 0,67 atm / 1 atm = 0,67 → $y_{gas\ seco}$ = 0,33



Base de cálculo: 0,67 moles de acetona en la alimentación.

n acetona en (3) = 0,0335 moles

n gas seco en (3) = 0,33 moles

$y_{acetona}$ = 0,092

Utilizando la ecuación de Antoine tomada del mismo texto citado arriba, se calcula la presión de vapor de la acetona en la corriente gaseosa de salida, la cual es la presión parcial de la acetona en esta corriente debido a que dicho flujo está saturado:

Log p_V = 7,02447 – {1161 / (20 + 224)} = 2,266 mm Hg → p_v = 184,62 mm Hg

→ P = 184,62 mm Hg / 0,092 = 2006,7 mm Hg

V acetona condensada = 0,67 * 0,95 mol * (58 g / 1 mol) * (1 mL / 0,791 g) * (1l / 1000 mL) = 0,0467 litros

V gas que entra = 1 mol * 0,08206 L * atm * K^{-1} * mol^{-1} * 338 K * $(1\ atm)^{-1}$ * 1 m^3 *$(1000\ L)^{-1}$ = 0,0277 m^3

V acetona condensada / V gas que entra = 0,0467 L / 0,0277 m^3 = 1,69 L / m^3

1.11.4 Una mezcla de aire y n-pentano a 60° F tiene una saturación relativa de 90% a 600 mm Hg, referida a n-pentano. Calcule: (a) La presión parcial del n-pentano; (b) Las lb-mol de n-pentano/lb-mol de aire; (c) El porcentaje de saturación.

(a) t = 60° F = 15,56° C.

Cálculo de la presión de vapor: log p_{Vi} = 6,85221 – [1064,63/(15,56 + 232)] → p_{Vi} = 356,22 mm Hg.
Como $s_r = (p_i / p_{vi}) * 100$ → p_i = 0,90 (356,22 mm Hg) = 320,6 mm Hg.

(b) p_{aire} = 600 mm Hg – 320,6 mm Hg = 279,4 mm Hg.
(n_i/n_{aire}) = 320,6/279,4 = 1,15 lb-mol n-pentano/lb-mol aire.

(c) $s_p = \{p_i / (P - p_i)\} * 100 / \{p_{vi} / (P - p_{vi})\}$ = [(320,6/279,4)/(356,22/243,78)]100 = 78,52%.

1.12 SICROMETRÍA

Se entiende la sicrometría como el estudio de las propiedades termodinámicas del aire húmedo. El aire atmosférico está constituido por una mezcla de gases, de vapor de agua y de contaminantes. El aire seco es el aire atmosférico sin vapor de agua y sin contaminantes. Varias mediciones han demostrado que la composición del aire seco varía poco, en la cantidad de componentes, con la localización geográfica y con la altitud; para efectos de cálculos ingenieriles se toma como 79% molar de nitrógeno y 21% molar de oxígeno. En esta composición se adicionan al nitrógeno los otros gases componentes del aire (Ar, CO_2, Ne, He, CH_4, SO_2, H_2, Kr, O_3, Xe) los cuales constituyen aproximadamente el 1% del aire seco. La masa molar del aire seco es 28,9645 g/gmol. El aire seco normalmente tiene vapor de agua asociado, formando lo que se llama aire húmedo (mezcla binaria de aire seco y vapor de agua).

Diversas propiedades termodinámicas fundamentales están asociadas con las propiedades del aire húmedo. Según la regla de fases de Gibbs, el número de grados de libertad para el aire húmedo es 3, según lo cual se deben especificar tres propiedades independientes para definir el estado termodinámico de ese sistema. Una de esas propiedades normalmente es la presión atmosférica (por ejemplo, las cartas sicrométricas son construidas para una presión atmosférica determinada). Propiedades muy importantes que se deben considerar en el aire húmedo son las siguientes: Humedad relativa, humedad molar, humedad absoluta, porcentaje de humedad, presión de vapor, temperatura de bulbo seco, temperatura de bulbo húmedo, temperatura de punto de rocío, volumen específico y entalpía.

Como las primeras cinco propiedades fueron previamente definidas, a continuación se definen las otras:

Temperatura de bulbo seco es la temperatura que se mide en el aire húmedo usando un termómetro ordinario.

Temperatura de bulbo húmedo es la temperatura de equilibrio alcanzada cuando una pequeña cantidad de agua se pone en contacto con una gran cantidad de aire húmedo. Para determinar la temperatura de bulbo húmedo, se puede tomar un termómetro que tenga el bulbo envuelto en un tejido humedecido y se le hace llegar un flujo de aire húmedo constante por medio de un sistema de ventilación con una velocidad determinada. Debido a esto la humedad es evaporada y la temperatura del tejido disminuye, continuando este proceso hasta que la velocidad de transferencia de calor al tejido por el aire que pasa a través de él resulte igual a la velocidad de pérdida de calor debida a la evaporación del agua del tejido. Cuando esto sucede, la temperatura se equilibra y esa es la temperatura de bulbo húmedo.

Temperatura de punto de rocío es la temperatura a la cual el vapor de agua presente en el aire húmedo comienza a condensarse debido a la saturación del aire después de un proceso de enfriamiento a presión constante.

Volumen específico es el volumen ocupado por la mezcla aire seco - vapor de agua por unidad de masa de aire seco, y se calcula así:
Ve = (1/PMas + Ha/PMagua)RT/P

Entalpía es la energía del aire húmedo por unidad de masa de aire seco, referida a una temperatura.Unicamente las diferencias de entalpía son de interés en los cálculos de ingeniería.

1.13 DIAGRAMAS SICROMÉTRICOS

En el diagrama o carta sicrométrica se representan gráficamente las propiedades del sistema aire húmedo.

Existen diferentes gráficas de humedad, las cuales difieren en la presión atmosférica para la cual es construida cada gráfica, en las escalas de las coordenadas, y en las propiedades incluidas. Para explicar este último caso, existen unas cartas de humedad que en la ordenada tienen la humedad absoluta mientras otras tienen la humedad molar y en las curvas interiores unas gráficas tienen la humedad relativa y otras el porcentaje de humedad. Sin embargo, es fácil convertir un valor en otro (por ejemplo, humedad absoluta en molar y viceversa).

En un diagrama de humedad se observan varias líneas, cada una de las cuales indica un valor constante de una propiedad, así:

Se representa la temperatura de bulbo seco en el eje horizontal del diagrama, por lo tanto, son líneas perpendiculares a dicho eje.

En el eje vertical se ubica la humedad absoluta (o la humedad molar, según se explicó arriba). Por lo tanto, son líneas paralelas al eje horizontal del diagrama.

La humedad relativa se representa por curvas divergentes en el interior del diagrama y el valor del 100% de humedad relativa corresponde a la curva de saturación mientras que el valor de 0% de humedad relativa coincide con el eje horizontal. Estas curvas en algunos diagramas representan el porcentaje de humedad.

Las líneas de temperatura de bulbo húmedo nacen en la curva de saturación, son casi rectas, tienen pendiente negativa y se prolongan hacia la derecha; sus valores se indican sobre la curva de saturación.

El volumen específico, en algunos diagramas se representa por unas líneas de pendientes negativas pero más verticales que las de temperatura de bulbo húmedo y que también parten de la curva del 100% de humedad relativa, leyéndose debajo del eje horizontal del diagrama. En otros diagramas, el volumen específico se muestra como un diagrama fuera de la carta sicrométrica.

La temperatura del punto de rocío se lee sobre la línea de saturación después de trazar una línea horizontal desde el punto que representa al aire húmedo en el diagrama.

En algunos diagramas, la entalpía se obtiene en una escala adicional ubicada por encima de la curva de saturación y a la cual se llega mediante prolongaciones de las líneas de temperatura de bulbo húmedo. En otros diagramas, se presenta un diagrama aparte para leer la capacidad calorífica del aire húmedo, con lo cual se puede calcular la enatlpía.

En unos cuantos gráficos de humedad, se representa la presión de vapor en una línea vertical ubicada generalmente a la derecha del gráfico. Una vez ubicado el aire húmedo en un punto del diagrama, se traza desde ese punto una horizontal hasta la línea de presión de vapor y se lee su vapor.

1.14 EJERCICIOS

1.14.1 Con un sicrómetro se tomaron las lecturas de las temperaturas de bulbo seco y de bulbo húmedo, siendo estas de 24° C y de 17° C, respectivamente. ¿Cuál es la humedad relativa? ¿Cuál es la temperatura del punto de rocío? ¿Cuál es la humedad absoluta?

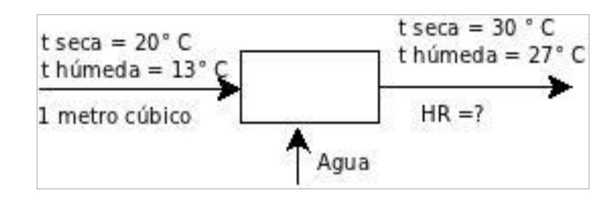
Se ubican en el diagrama las líneas correspondientes a la temperatura de bulbo húmedo de 17° C y la temperatura de bulbo seco de 24° C. El punto de intersección de estas dos líneas es el punto representativo del aire húmedo que interesa. Por ese punto pasa la línea de humedad relativa del 50%. Desde el punto representativo del aire húmedo se traza una línea paralela al eje horizontal hasta la curva de saturación donde se lee la temperatura del punto de rocío, resultando ser de 12,6° C. A partir del mismo punto se continúa la paralela al eje horizontal pero buscando el eje vertical del diagrama sobre el cual se lee la humedad absoluta: 0,00935 kg H_2O/kg as.

1.14.2 A una muestra de aire se le midió la humedad relativa y ésta es de 60%. Si la temperatura de bulbo seco es de 27° C, ¿cuál es la temperatura del punto de rocío?

Se ubica la temperatura de bulbo seco en el eje horizontal del diagrama y se traza una línea perpendicular a dicho eje hasta cortar la curva de humedad relativa del 60%. Este punto es el

representativo del aire húmedo. A partir de este punto se traza una línea paralela al eje horizontal hasta la curva de saturación donde se lee la temperatura del punto de rocío.

1.14.3 Aire a una temperatura de 20° C y presión atmosférica tiene una temperatura húmeda de 13° C. Este aire entra a un evaporador del que sale a la temperatura de 30° C con una temperatura húmeda de 27° C. Calcúlese la humedad relativa del aire que sale del evaporador y la masa de vapor de agua evaporada por cada metro cúbico del aire que entra.



Base de cálculo: 1 m^3 de aire que entra.

Se lee en el diagrama de humedad, la humedad correspondiente a las condiciones de entrada del aire (t_s = 20° C y t_W = 13° C), obteniéndose un valor de 0,0065 kg agua/kg as. Con este valor se calcula el volumen específico del aire, el cual sirve para calcular la masa de aire seco.

V_1 = (1kmol/29 kg as + 1 kmol(0,0065 kg H_2O)/18 kg H_2O kg as)(0,082 m^3 atm*293 K/1 atm K kmol)

V_1 = 0,8372 m^3/kg as

G = (1 m^3)kg as/(0,37 m^3) = 1,1945 kg as.

Se lee la humedad absoluta correspondiente a las condiciones de salida del aire (t_S = 30° C y t_W = 27° C), resultando:

Y_2 = 0,0216 kg agua/kg as.

Masa de agua evaporada = [(0,0216 - 0,0065)kg agua/kg as](1,1945 kg as)

Masa de agua evaporada = 0,018 kg agua.

HR aire de salida = 80%.

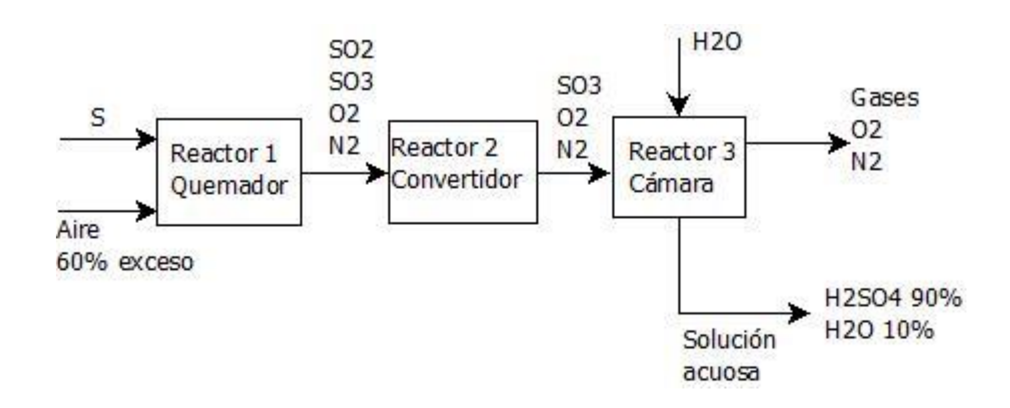
Respuestas: HR = 80%; 0,018 kg agua evaporada/m^3 de aire.

1.15 EJERCICIOS PROPUESTOS

1.15.1 Dibuje un diagrama de flujo para el proceso que se describe a continuación, etiquetando todos los flujos de alimentación, de producción y de conexión entre las unidades: La deshidrogenación catalítica del propano se lleva a cabo en un reactor continuo de cama empacada. Un precalentador se alimenta con 100 libras por hora de propano puro, en el que se calienta a una temperatura de 670° C antes de pasar al reactor. El gas de salida del reactor, que contiene propano, propileno, metano e hidrógeno, se enfría desde 800° C hasta 110° C y alimenta una torre de absorción en la que el propano y el propileno se disuelven en aceite. El aceite entra a una torre de desorción en la que se calienta, permitiendo la salida de los gases disueltos; estos gases se comprimen y se transfieren a una columna de destilación de alta presión, en donde el propano y el propileno se separan. El flujo de propano se hace recircular hacia la alimentación del precalentador del reactor. El flujo del producto de la columna de destilación contiene 98% de propileno, y el flujo de recirculación, 97% de propano. El aceite desorbido se hace recircular a la torre de absorción.

1.15.2 Dibuje el diagrama de flujo para el siguiente enunciado, etiquetando todos los flujos de alimentación y de producción: Se desea producir 200 kg/día de ácido para baterías, con 18,6% en masa de H_2SO_4 en agua. Las materias primas disponibles incluyen una disolución acuosa de H_2SO_4 al 77% en masa de ácido, una disolución ácida diluida que contiene 4,5% en masa de H_2SO_4 y agua pura.

1.15.3 Interprete el siguiente diagrama de flujo:



1.15.4 Se destilan cien kilogramos por hora de una mezcla que contiene partes iguales en masa de benceno y tolueno. La velocidad de flujo del producto en la cabeza de la columna es de 48,8 kg/h, y el residuo de la destilación contiene 7,11% en peso de benceno. Dibuje y etiquete un diagrama de flujo del proceso. Después calcule las fracciones en masa y las fracciones molares del benceno y las velocidades de flujo molar del benceno y del tolueno (mol/h) en el flujo de productos en la cabeza de la destilación.
Respuestas: 0,95; 0,96; 26,5 moles tolueno/h.

1.15.5 Una mezcla de pintura que contiene 25% de un pigmento y el resto de agua se vende a $12,00/kg, y una mezcla que contiene 10% de pigmento se vende a $7,00/kg. Si un fabricante de pinturas produce una mezcla que contiene 15% de pigmento, ¿en cuánto debe venderla (en $/kg) para tener una ganancia del 10%?
Respuesta: $9,53/kg.

1.15.6 El aire (que se supone contiene 79% molar de N_2 y 21% molar de O_2) se separa en dos corrientes de producto. El separador opera en estado estacionario. Una corriente de producto es un 98% molar de oxígeno, y contiene el 80% del O_2 presente en el aire que es alimentado a la columna. La otra corriente de producto es principalmente nitrógeno. Calcúlese la cantidad de aire requerida (ton/día) para producir 1 ton/año del producto oxígeno. Calcúlese el porcentaje en moles de N_2 en la segunda corriente de producto.
Respuestas: 0,0144 ton/día; 94,25%

1.15.7 Una corriente de aire (21% molar de O_2 y 79% molar de N_2) que fluye a una velocidad de 10 kg/h se mezcla con una corriente de CO_2. El dióxido de carbono entra a la mezcladora a una velocidad de 20 m^3/h a 150° C y 1,5 bar. ¿Cuál es el porcentaje molar de CO_2 en la corriente de producto?
Respuesta: 71,09%

1.15.8 Un flujo de agua líquida y aire entran a una cámara humectadora en la que el agua se evapora por completo. El aire a la entrada contiene 1,00% en mol de H_2O (v), 20,8% de O_2 y el resto de N_2, y el aire húmedo contiene 10,0% en mol de H_2O. Calcule la velocidad de flujo volumétrico (pie^3/min) del líquido requerida para humedecer 200 lb mol/min del aire de entrada.
Respuesta: 5,77 pie^3/min.

1.15.9 Se desea preparar una tonelada de una solución acuosa de KOH al 6% en masa. Para lo anterior se dispone de un tanque que contiene solución de KOH al 45 en masa. ¿Cuánto KOH debe añadirse a la solución del 4%?
Respuesta: 20,9 kg.

1.15.10 Una compañía tiene un contrato para NaCl del 98% de pureza (2% de impurezas insolubles) por $1200 / tonelada. Su último cargamento de 10 toneladas tenía solamente el 90% de pureza (10% de sólidos insolubles). ¿Cuánto se debe pagar por el cargamento?
Respuesta: $11016.

1.15.11 Una mezcla que contiene 20% molar de butano, 35% molar de pentano y 45% molar de hexano se separa por destilación fraccionada. El destilado contiene 95% molar de butano, 45 de pentano y 1% de hexano. El destilado debe contener 90% del butano cargado en el alimento. Determínese la composición de los productos de fondo.
Respuesta: 2,46% de butano, 42,24% de pentano y 55,28% de hexano.

1.15.12 Se alimentan a un evaporador 10000 lb/h de una solución que contiene 6% en masa de sal en agua. Se produce una solución saturada y parte de la sal cristaliza. Los cristales, con algo de solución adherida, son centrifugados para retirar parte de la solución. Luego los cristales se secan para remover el resto del agua. Durante una prueba de una hora, 837,6 lb de solución concentrada se retiran, 198,7 lb de solución son retiradas en la centrífuga y 361,7 lb de cristales secos salen del secador. Ensayos previos sobre la centrífuga demuestran que se retira aproximadamente el 60% de la solución adherida. Calcúlese: La solubilidad de la sal en lb sal / lb agua; el agua evaporada en el evaporador y el agua evaporada en el secador.

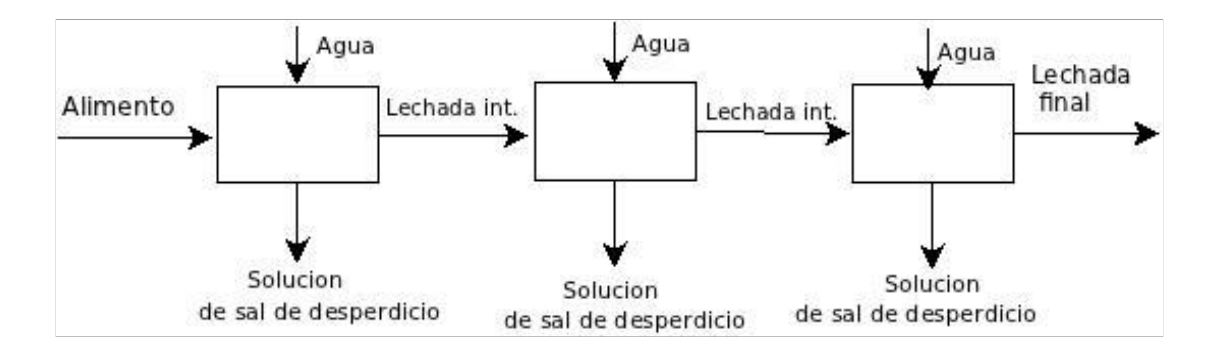
Respuestas: 0,298 lb sal / lb agua; 8500 lb; 102 lb.

1.15.13 Una lechada compuesta de un precipitado de TiO_2 en una solución de agua salada se va a lavar en tres etapas como se muestra en le diagrama de flujo. Si la lechada de alimentación consiste de 1000 lb/h de 20% de TiO_2, 30% de sal y el resto de agua, calcúlese la alimentación de agua de lavado a cada etapa. Supóngase que:

(a) El 80% de la sal alimentada a cada etapa sale con la solución de desperdicio.

(b) Se operan las etapas de manera que la lechada de salida contenga una tercera parte de sólidos.

(c) En cada etapa, la concentración de sal en su solución de desperdicio es la misma que la concentración de sal acarreada con la lechada de salida de la etapa.



Respuestas: 948,44 lb; 1200 lb y 1200 lb.

1.15.14 Un material que contiene 75% en masa de agua y 25% de sólidos se alimenta a un granulador a una velocidad de 4000 kg/h. Este material se mezcla dentro del granulador con el producto recirculado de un secador el cual se encuentra después del granulador. El material que sale del granulador y que alimenta al secador tiene 50% en masa de agua. El producto que sale del secador tiene 16,666% en masa de agua. En el secador se pasa aire sobre el sólido que se está secando. El aire que entra al secador contiene 3% en masa de agua y el aire que sale del secador contiene 6% en masa de agua. (a) ¿Cuál es la cantidad de producto recirculado al granulador? (b) ¿Cuál es la cantidad de aire alimentado al secador?

Respuestas: (a) 3000 kg; (b) 87774,3 kg

1.15.15 Se bombea agua a alta presión a un proceso. Se desea añadir sal al agua con el fin de que ésta tenga un 4% de sal. Por la dificultad de introducir un sólido a una corriente de alta presión, se utiliza el siguiente procedimiento: parte del agua que entra es derivada a través de un recipiente donde llega a saturarse de sal. Esta corriente saturada se mezcla con la de agua pura para obtener la solución al 4%. Si la concentración de la solución saturada es del 17%, ¿qué porcentaje de agua debe ser derivada a través del saturador?
Respuesta: 20,34%

1.15.16 Un flujo de oxígeno entra a un compresor a 298 K y 1 atm a una velocidad de 87 m^3/h y se comprime a 358 K y 1000 atm. Calcúlese la velocidad de flujo del O_2 comprimido, usando la ecuación de estado del factor de compresibilidad.
Respuesta: 0,168 m^3/h

1.15.17 Un cilindro de 5 pie^3 que contiene 50 lb de propano se coloca en el calor del sol. Un manómetro indica que la presión es 665 psig. ¿Cuál es la temperatura del propano en el cilindro? Aplique la ecuación de Van der Waals con los siguientes valores de a y b:
a = $9,24 \times 10^6$ atm $(cm^3/g\ mol)^2$; b = 90,7 cm^3/ g mol.
Respuesta: 222,62 ° F

1.15.18 Para un proceso se requieren 1000 pie^3/min de aire a 75° F con humedad de 0,01808 lb-mol agua/lb-mol aire seco. Para tal efecto se dispone de aire a 95° F con humedad de 0,05288 lb-mol agua/lb-mol aire seco, el cual se acondiciona pasando parte de él por un enfriador – condensador donde pierde agua y sale a 50° F con humedad de 0,01226 lb-mol agua/lb-mol aire seco para luego ser mezclado con la corriente derivada y recalentado hasta los 75° F. Calcúlese el porcentaje de aire derivado. La presión de trabajo es de 1 atm.
Respuesta: 14,34%

1.15.19 Cierto dióxido de carbono contiene 0,053 lb mol de vapor de agua por lb mol de CO_2 seco a una temperatura de 35° C y presión total de 750 mm de Hg.
(a) Calcúlese el punto de rocío y los grados de sobrecalentamiento de la mezcla.

(b) Calcúlese la saturación relativa de la mezcla, la saturación molal de la mezcla, la saturación absoluta de la mezcla y el porcentaje de saturación de la mezcla.

(c) Calcúlese la temperatura a la que debe calentarse la mezcla para que la saturación relativa sea del 30%.

Respuestas: (a) 33° C; 2° C; (b) 89,5%; 0,053 lb mol agua/lb mol CO_2; 0,0216 lb agua/lb CO_2 seco; 88,95%; (c) 56,3° C.

1.15.20 Se desea construir un secadero para extraer 100 lb de agua por hora. El aire se suministra a la cámara de secado a una temperatura de 66° C, una presión de 760 mm de Hg y un punto de rocío de 4,5° C. Si el aire sale del secadero a la temperatura de 35° C, 750 mm de Hg de presión y un punto de rocío de 24° C, calcúlese el volumen de aire, en condiciones iniciales, que debe suministrarse por hora.

Respuesta: 111591 pie^3

CAPÍTULO 2

BALANCES DE MATERIA CON REACCIONES QUÍMICAS

CAPÍTULO 2: BALANCES DE MATERIA CON REACCIONES QUÍMICAS

2.1 CONSIDERACIONES INICIALES

Se entiende por proceso químico aquel en el cual ocurren reacciones químicas. En estos casos el balance de materia no tiene la forma "entrada = salida" ya que debe contener un término de producción o de consumo.

La estequiometría estudia las proporciones en las que se combinan unas sustancias con otras. Una *ecuación estequiométrica* representa a una reacción química e indica el número de moléculas o moles de reactivos y de productos que participan de la reacción. Como los átomos no se pueden crear ni destruir durante una reacción química, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo entre los productos y los reactivos para que la ecuación esté balanceada. Los coeficientes que se asignan a cada sustancia al balancear la ecuación se llaman *coeficientes estequiométricos* y al cociente entre dos coeficientes estequiométricos de una misma ecuación se le denomina *cociente estequiométrico*. Los cocientes estequiométricos se usan como factores de conversión para calcular cantidades consumidas de reactantes o producidas de productos.

La reacción de neutralización entre el hidróxido de aluminio y el ácido sulfúrico se puede representar por la siguiente ecuación química balanceada:

$2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$

En este caso los coeficientes estequiométricos son 2, 3, 1 y 6. Con estos coeficientes estequiométricos se pueden establecer varios cocientes estequiométricos, algunos de los cuales son:

2 g mol $Al(OH)_3$/3 g mol H_2SO_4; 6 g mol H_2O/2 g mol de $Al(OH)_3$ El primero de estos cocientes estequiométricos indica que se consumen 2 g mol de hidróxido de aluminio por cada 3 g mol de ácido sulfúrico consumidos; puede ser usado para calcular los g mol de $Al(OH)_3$ que reaccionan

por cada determinado número de g mol de ácido consumido. En forma similar, el segundo cociente estequiométrico indica que por cada 6 g mol de agua producidos se consumen 2 g mol de hidróxido de aluminio y se puede usar para calcular los g mol de agua que se producen al reaccionar un número dado de g mol de hidróxido.

El equipo donde se lleva a cabo la reacción química se llama *reactor químico*. Si un reactor químico se alimenta con reactivos en proporción estequiométrica, y la reacción se lleva a cabo completamente, todos los reactivos se consumen. Si uno de los reactivos se suministra en menor cantidad a la estequiométrica mientras los demás se suministran en las cantidades estequiométricas, aquel se consume primero y se conoce como *reactivo limitante* y los otros se conocen como *reactivos en exceso*: *Un reactivo es limitante si está presente en menor cantidad que su proporción estequiométrica con respecto a cualquier otro reactivo*. Si hay presentes n moles de un reactivo en exceso y su proporción estequiométrica corresponde a n_d, se define la fracción en exceso como $(n – n_d)/n_d$.

Si en la reacción entre hidróxido de aluminio y ácido sulfúrico se hacen reaccionar 2 g mol de cada uno de los reactantes, el ácido sulfúrico está presente en menor cantidad que su proporción estequiométrica respecto al hidróxido pues 2 g mol de $Al(OH)_3$ requieren 3 g mol de ácido. Por esto, el ácido es el reactivo limitante en este caso y el aluminio el reactivo en exceso. Estequiométricamente, 2 g mol de ácido requieren 4/3 g mol de hidróxido, cálculo que se hace utilizando el cociente estequiométrico entre el hidróxido y el ácido. Por lo tanto, la fracción en exceso del hidróxido de aluminio es:

Fracción en exceso = (2 g mol – 4/3 g mol)/(4/3 g mol) = 0,5

Muchas reacciones químicas proceden lentamente. En estos casos, el reactor se diseña de manera que el reactivo límite no se consuma completamente y se diseña un proceso de separación para extraer el reactivo no consumido del producto. Se llama *fracción de **conversión*** *(o **conversión fraccionaria**)* al cociente:

f = (moles consumidas)/ (moles suministradas).

Si de los 2 gmol alimentados de ácido sulfúrico en la reacción con hidróxido de aluminio, se consumen 1,7 gmol, la fracción de conversión del ácido es 0,85

Algunas reacciones son irreversibles, es decir, la reacción se lleva a cabo en una dirección (de reactivos a productos) y la concentración del reactivo limitante se aproxima a cero. La composición

de equilibrio para estas reacciones es la que corresponde al consumo completo del reactivo limitante. Otras reacciones son reversibles, es decir, los reactivos forman productos y los productos reaccionan en sentido opuesto para volver a formar los reactivos. Se alcanza un punto en el que las velocidades de las dos reacciones son iguales. En este punto, las composiciones no cambian y la mezcla de reacción se encuentra en equilibrio químico.

En algunas reacciones químicas, los productos pueden reaccionar con los reactivos iniciales dando lugar a productos no deseados. Estas reacciones se llaman reacciones adyacentes y en estos casos se usan dos términos para describir el grado en el que la reacción deseada predomina sobre las reacciones adyacentes: *Rendimiento y selectividad*.

Rendimiento: (Moles formadas de producto deseado)/ (Moles que se formarían si no hubiera reacciones adyacentes y si el reactivo limitante reaccionara completamente).

Selectividad: (Moles formadas de producto deseado)/ (Moles formadas de producto no deseado).

En el análisis de reactores químicos con separación de productos y recirculación de los reactivos no consumidos, se utilizan dos definiciones de conversión de reactivos:

Conversión global = (ERP– SRP) / ERP

ERP: Entrada de reactivos al proceso.

SRP: Salida de reactivos del proceso.

Conversión en una sola etapa = (ERR – SRR) / ERR

ERR: Entrada de reactivos al reactor.

SRR: Salida de reactivos del reactor.

Para resolver problemas de balances de masa en procesos con reacciones químicas, se pueden usar diferentes balances:

Balance para la masa total. Tiene la forma “entrada = salida”, ya que no se tienen en cuenta las reacciones químicas que suceden.

Balance para cada reactivo o para cada producto. Contiene un término de producción si se trata de un producto o un término de consumo si se trata de un reaccionante.

Balance para cada átomo participante en la reacción. Los balances de especies atómicas tienen la forma “entrada = salida” ya que los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química.

2.2 EJERCICIOS:

2.2.1 En el proceso ordinario para la fabricación de ácido nítrico, se trata nitrato sódico con un ácido sulfúrico acuoso que tiene 95% de H_2SO_4 en masa. Para que la pasta que resulta pueda fluidizarse, es conveniente emplear ácido suficiente de forma que haya un 34% de H_2SO_4 en peso en la pasta final. Este exceso de H_2SO_4, en realidad estará combinado con el sulfato de sodio en la pasta formando sulfato ácido de sodio, aunque para efectos de cálculo puede considerarse como ácido libre. Puede suponerse que la pasta contiene 1,5% de agua en peso y que el resto del agua sale con el HNO_3 producido. Puede suponerse que la reacción es completa y que el 2% del HNO_3 formado permanece en la pasta. El $NaNO_3$ utilizado es puro y está seco.

(a) Calcule el peso y la composición porcentual de la pasta formada por 100 lb de nitrato sódico cargado.

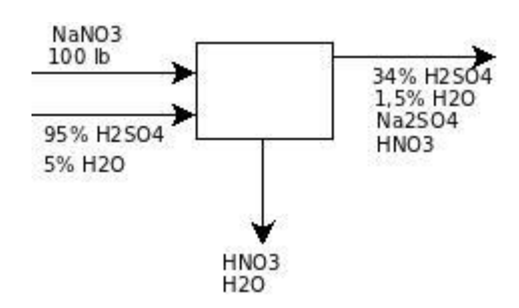
(b) Calcule el peso de ácido diluido que ha de emplearse por 100 lb de nitrato sódico.

(c) Calcule la composición de la solución acuosa de HNO_3 producida por 100 lb de nitrato sódico cargado.

Base de cálculo: 100 lb de nitrato sódico.

La reacción química es:

$2NaNO_3 + 1H_2SO_4 \rightarrow 1Na_2SO_4 + 2HNO_3$



Moles de $NaNO_3$ = 100 lb * (1lbmol/85 lb) = 1,176 lb mol.

Moles producidas de HNO_3 = 1,176 lb mol.

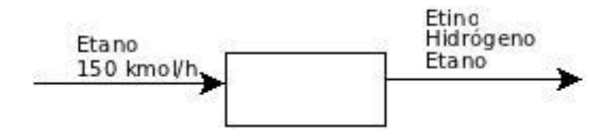
Masa producida de HNO_3 = 1,176 lb mol * (63 lb / 1lbmol) = 74,088 lb.

Moles producidas de Na_2SO_4 = 1,176 lb mol / 2 = 0,588 lb mol.
Masa producida de Na_2SO_4 = 0,588 lb mol * (142 lb / 1 lb mol) = 83,496 lb.
Masa de HNO_3 producido que permanece en la pasta: 74,088 lb * 0,02 = 1,482 lb.
El 64,5% de la pasta está formado por esta cantidad de ácido nítrico (1,482 lb) más el sulfato de sodio producido (83,496 lb) = 84,978 lb.
Con esta información puede calcularse la masa total de la pasta = 84,978 lb * (100/64,5) = 131,749 lb.

(a) Composición de la pasta:
Porcentaje másico de H_2SO_4 = 34%
Porcentaje másico de H_2O = 1,5%
Porcentaje másico de Na_2SO_4 = (83,496 lb/131,749 lb)*100 = 63,38%
Porcentaje másico de HNO_3 = (1,482 lb/131,749 lb)*100 = 1,12%
(b) Masa de H_2SO_4 en la pasta = 0,34 * 131,749 lb = 44,795 lb.
Moles de H_2SO_4 que reaccionan = 0,588 lb mol.
Masa que reacciona de H_2SO_4 = 0,588 lb mol * (98 lb/1lbmol) = 57,624 lb.
Masa de H_2SO_4 en solución acuosa = 57,624 lb + 44,795 lb = 102,419 lb.
Masa de la solución acuosa de H_2SO_4 = 102,419 lb * (100/95) = 107,809 lb.
(c) Masa de HNO_3 en la solución acuosa de salida = 74,088 lb – 1,482 lb = 72,606 lb.
Masa de agua en esta solución = 107,809 lb*0,05 – 131,749 lb*0,015 = 3,414 lb.
Masa de la solución = 72,606 lb + 3,414 lb = 76,020 lb
Porcentaje de HNO_3 = (72,606 lb/76,020 lb)*100 = 95,51%
Porcentaje de H_2O = (3.414 lb/76,020 lb)*100 = 4,49%

2.2.2 Un reactor de deshidrogenación se alimenta con etano a una velocidad de 150 kmol/h. Los productos de la reacción son acetileno e hidrógeno. Se alcanza una conversión fraccionaria de 0,80. Calcule las siguientes propiedades del producto gaseoso final:
(a) La velocidad de flujo molar total.
(b) El cociente entre las masas de hidrógeno y acetileno.
(c) La masa molar promedio.

(d) La velocidad de flujo másico de acetileno.



Base de cálculo (b. c.): 1 hora de reacción.

(a) f = 0,80 = Moles consumidas/Moles suministradas Moles consumidas C_2H_6 = 0,80*150 kg mol = 120 kg mol.

$C_2H_6 \rightarrow C_2H_2 + 2H_2$

Moles C_2H_2 producidas = 120 kg mol.

Moles H_2 producidas = 240 kg mol.

Moles C_2H_6 en la corriente de salida = 30 kg mol.

Velocidad de flujo molar total = (120 kg mol + 240 kg mol + 30 kg mol)/h = 390 kg mol/h.

(b) Masa de H_2 = 240 kg mol*(2 kg/kg mol) = 480 kg.

Masa de C_2H_2 = 120 kg mol*(26 kg/kg mol) = 3120 kg.

Masa de H_2/Masa de C_2H_2 = 480 kg/3120 kg = 0,154.

(c) Fracción molar del H_2 = 240 kg mol/390 kg mol = 0,615.

Fracción molar de C_2H_2 = 120 kg mol/390 kg mol = 0,308.

Fracción molar de C_2H_6 = 30 kg mol/390 kg mol = 0,077.

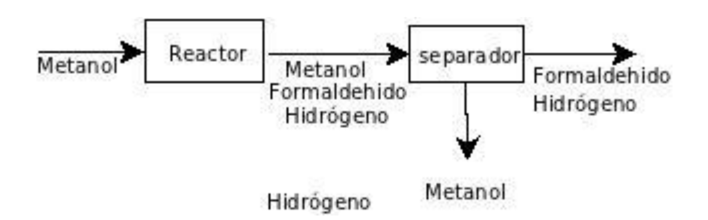
M = 0,615*2 kg/kg mol + 0,308*26 kg/kg mol + 0,077*30 kg/kg mol = 11,548 kg/kg mol.

(d) 3120 kg/h.

2.2.3 Se utiliza un reactor catalítico para producir formaldehido a partir de metanol por medio de la reacción

$CH_3OH \rightarrow HCHO + H_2$

Se alcanza una conversión en una sola etapa de 70% en el reactor. El metanol en el producto del reactor se separa del formaldehido y del hidrógeno en separador especial. La velocidad de producción del formaldehido es de 600 kg/h. Calcule la velocidad de alimentación de metanol (kg mol/h) que requiere el proceso si no hay recirculación.



$CH_3OH \rightarrow HCHO + H_2$

0,70 = (ERR – SPR)/ERR

Velocidad de producción del HCHO = 600 kg/h*(1 kg mol/30 kg) = 20 kg mol/h 0,70 = {(y + 20) – y}/ (y + 20)

→ y = 8,57 kg mol/h.

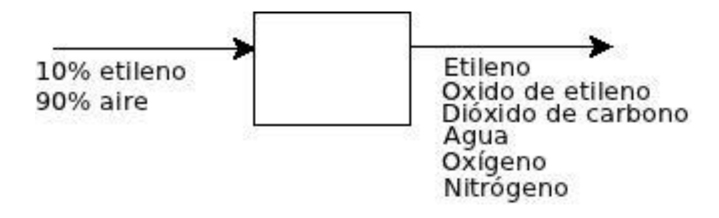
Como se produjeron 20 kg mol/h de formaldehido, según la ecuación química se consumieron 20 kg mol/h de metanol. Por ello, esta cantidad consumida (20 kg mol/h) más la cantidad que sale (8,57 kg mol/h) es la cantidad de metanol que se debe suministrar: 28,57 kg mol/h.

2.2.4 El óxido de etileno utilizado en la producción de glicol se fabrica mediante la oxidación parcial de etileno con un exceso de aire, sobre un catalizador de plata. La reacción principal es: $2\ C_2H_4 + O_2 = 2\ C_2H_4O$

Desafortunadamente, algo del etileno sufre también oxidación completa hasta CO_2 y H_2O, a través de la reacción: $C_2H_4 + 3\ O_2 = 2\ CO_2 + 2\ H_2O$

Utilizando una alimentación con 10% de etileno y una conversión de etileno del 25%, se obtiene una conversión del 80% en la primera reacción. Calcúlese la composición de la corriente de descarga del reactor.

Se dibuja el diagrama de flujo para el proceso:



Base de cálculo: 100 kg-mol de alimentación al reactor.

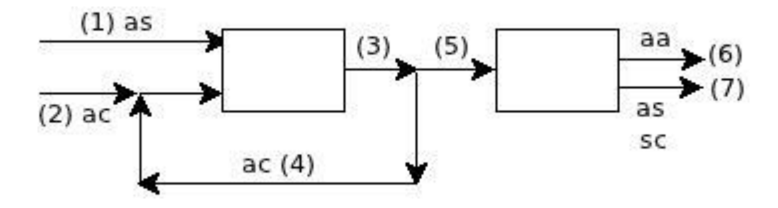
Kg-mol de etileno alimentados: 10 kg mol

Todos los Balances Parciales de Masa (BPM) tiene la siguiente forma: E (Entrada) + P (Producción) – S (Salida) – C (Consumo) = 0, o sea: BPM = E + P – S – C

BPM para etileno: 10 kg mol – $n_{et\ sale}$ – 2,5 kg mol = 0; $n_{et\ sale}$ = 7,5 kg mol.
BPM para óxido de etileno: (0,8) (2,5 kg mol) – $n_{oxido\ sale}$ = 0; $n_{oxido\ sale}$ = 2 kg mol.
BPM para dióxido de carbono: 1 kg mol – $n_{CO2\ sale}$ = 0; $n_{CO2\ sale}$ = 1 kg mol.
BPM para agua: 1 kg mol – $n_{agua\ sale}$ = 0; $n_{agua\ sale}$ = 1 kg mol.
BPM para oxígeno: 18,9 kg mol – $n_{oxígeno\ sale}$ = (1 kmol + 1,5 kmol) = 0; $n_{oxígeno\ sale}$ = 16,4 kg mol.
BPM para nitrógeno: 71,1 kg mol – $n_{nitrógeno\ sale}$ = 0; $n_{nitrógeno\ sale}$ = 71,1 kg mol.
Sumando los kg mol que salen de cada uno de los componentes de la corriente de salida, se obtiene un total de 99 kg mol. La fracción molar de cada uno de los componentes se calcula dividiendo el número de kg mol del componente entre el número total de kg mol.

$X_{etileno}$ = 7,5 kg mol/99 kg mol = 0,0758; $x_{óxido}$ = 2 kg mol/99 kg mol = 0,0202; x_{CO2} = 0,0101; x_{agua} = 0,0101; $x_{oxígeno}$ = 0,1657 y $x_{nitrógeno}$ = 0,7182.

2.2.5 Se va a producir ácido acético por la adición del 10% de exceso de ácido sulfúrico a acetato de calcio para la siguiente reacción:
$(CH_3COO)_2Ca + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2\ CH_3COOH$ El porcentaje de conversión del acetato de calcio es del 90%. El acetato de calcio y el ácido sulfúrico sin reaccionar, se separan de los productos de la reacción y el exceso de acetato de calcio se recircula. El ácido acético se separa de los productos. Determínese la cantidad de material recirculado por hora con base en 1000 lb de acetato de calcio de alimentación fresca por hora, así como las libras de ácido acético producidas por hora. Véase el siguiente diagrama de flujo:



Léase: as como ácido sulfúrico; ac como acetato de calcio; aa como ácido acético y sc como sulfato de calcio.

Base de cálculo: 1 lb mol de as (H_2SO_4) alimentado al reactor.

Moles de as alimentados: n_1 = 1 lb mol; m_1 = 98 lb.
1 lb mol = 1,1 n_8; n_8 = 0,909 lb mol.

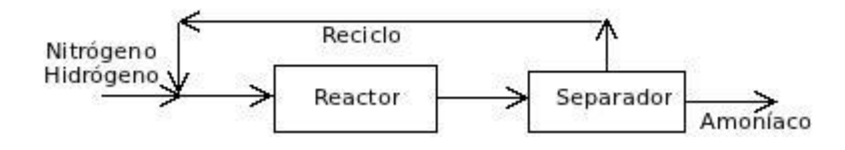
SISTEMA: Reactor.

Los balances parciales de masa (BPM) tienen la forma "E (Entrada) + P (Producción) = S (Salida) + C (Consumo)"
BPM ac: 0,909 lb mol = $n_{sale\ ac}$ + (0,909 lb mol) (0,90); $n_{sale\ ac}$ = 0,0909 lb mol.
Moles recirculadas de ac = 0,0909 lb mol.
BPM aa: (0,909 lb mol) (0,90) (2) = $n_{aa\ sale}$; $n_{aa\ sale}$ = 1,6362 lb mol.

SISTEMA: Punto de mezcla.

BTM: $n_2 + n_4 = n_8$; $n_2 = n_8 - n_4$; n_2 = 0,909 lb mol – 0,0909 lb mol; n_2 = 0,8181 lb mol.
Convirtiendo a unidades másicas: m_2 = 129,26 lb.
El balance de masa debe ser escalado para encontrar los valores solicitados (con base en 1000 lb de ac alimentados por hora y no en 1 lb mol de as alimentado):
Masa de ac recirculado = (0,909 lb mol/129,26 lb) (1000 lb)(158 lb/lb mol) = 111,11 lb.
Masa aa producido = (1,6362 lb mol/129,26 lb) (1000 lb) (60 lb/lb mol) = 759,5 lb.

2.2.6 Para la producción de amoníaco, la reacción química se representa por la siguiente ecuación: $N_2 + 3\ H_2 = 2\ NH_3$
Un proceso determinado se muestra en el siguiente diagrama:



La alimentación fresca tiene una relación molar N_2:H_2 de 1:3. El grado de conversión en el reactor

es 30%. El amoníaco formado es separado por condensación y los gases restantes son recirculados. Determínese la relación de recirculación (moles de reciclo/mol alimento fresco).

Base de cálculo: 1 g mol de N_2 en la alimentación fresca.
G mol de H_2 en la alimentación fresca: 3 g mol.

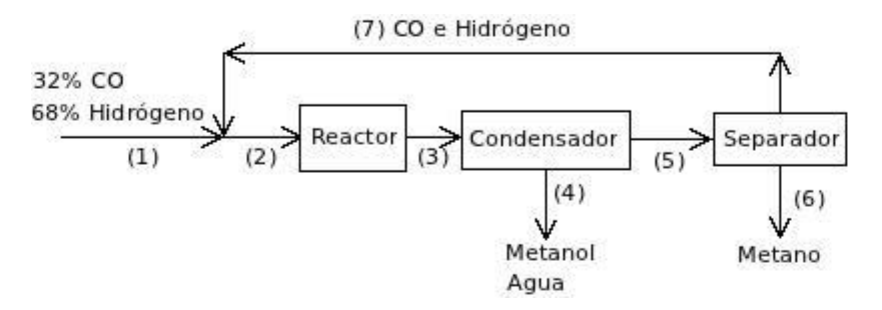
SISTEMA: Todo el proceso.
G mol de NH_3 producidos: 2 g mol.

SISTEMA: Reactor.
Grado de conversión = f = 0,3 = $n_{N2\ CONSUMIDO}/n_{N2\ ALIMENTADO}$; $n_{N2\ ALIMENTADO}$ = 1 g mol/0,30 = 3,33 g mol.
De la misma manera $n_{H2\ ALIMENTADO}$ = 3 g mol/0,3 = 10 g mol.

SISTEMA: Punto de mezcla.
BPM H_2: 10 g mol = 3 g mol + $n_{H2\ RECICLO}$; $n_{H2\ RECICLO}$ = 7 g mol.
BPM N_2: 3,33 g mol = 1 g mol + $n_{N2\ RECICLO}$; $n_{N2\ RECICLO}$ = 2,33 g mol.
Entonces: n recirculación = 9,33 g mol.
Relación de recirculación = (9,33 g mol/4 g mol) = 2,33.

2.2.7 Para producir alcohol metílico se usa la reacción química representada por la ecuación $CO + 2H_2 = CH_3OH$. Esta es la reacción principal porque se produce una reacción colateral representada por: $CO + 3H_2 = CH_4 + H_2O$.
La conversión del CO por paso es del 12,5%. De esta cantidad el 87,5% corresponde a la reacción principal y el resto a la colateral. La corriente de salida del reactor pasa a través de un condensador donde se obtiene una mezcla líquida de metanol y agua, mientras que los gases restantes se pasan a un separador donde todo el metano se retira y los demás gases se recirculan. Calcúlese:
(a) La composición en masa de la mezcla metanol – agua.
(b) La relación de recirculación (moles de recirculación/mol de alimentación fresca).

Se dibuja el diagrama de flujo:



Base de cálculo: 100 g mol de alimentación fresca.

SISTEMA: Todo el proceso.

BPM carbono: (100 g mol) (0,32) = n_4 (0,875) + n_6

BPM Hidrógeno molecular: (100 g mol) (0,68) = n_4 (0,875) (2) + n_4 (0,125) (1/1) + n_6 (2/1).

Resolviendo: n_4 = 32 g mol y n_6 = 4 g mol.

SISTEMA: Reactor.

BPM carbono: (n_2) (x) = 0,875(n_2) (x) + 28 g mol + 4 g mol.

BPM Hidrógeno molecular: (n_2) (1 – x) = (32 g mol) (0,875) (2) + (32 g mol) (0,125) + 8 g mol.

Resolviendo: n_2 = 324 g mol.

SISTEMA: Punto de mezcla.

BTM: $n_1 + n_7 = n_2$

n_7 = 224 g mol.

Masa de metanol en (4) = (32 g mol) (0,875) (32g/g mol) = 896 g.

Masa de agua en (4) = (32 g mol) (0,125) (18 g/g mol) = 72 g.

Porcentaje de metanol en (4) = (896 g/968) (100) = 92,56%.

Relación de recirculación = 224 g mol/100 g mol = 2,24.

2.3 <u>REACCIONES DE COMBUSTION</u>:

La **combustión** es la reacción entre un combustible (sustancia que se quema) y un comburente (sustancia que produce la combustión, generalmente oxígeno). Es una reacción para producir, además de los productos de combustión, calor y luz. Es muy importante en la industria química por

la gran cantidad de calor que produce.

Combustible es cualquier material capaz de liberar energía cuando se oxida de forma violenta con desprendimiento de calor. En general se trata de sustancias susceptibles de quemarse, siendo varios los tipos de combustible: Combustibles sólidos, como por ejemplo el carbón y la madera, combustibles líquidos como el queroseno y la gasolina y combustibles gaseosos como el gas natural (metano) y el GLP (propano y/o butano).

El aire es la fuente de oxígeno (comburente) en la mayoría de los reactores de combustión debido a su costo (el costo del aire es menor que el de los combustibles). Para los cálculos de combustión, la composición del aire seco se considera como 79% en volumen de N_2 y 21% en volumen de O_2.

Los productos de la combustión, también llamados gases de combustión, gases de chimenea o gases de emisión, tienen una composición que depende del tipo de combustible usado. Así, si el combustible es un hidrocarburo (compuesto que únicamente contiene carbono e hidrógeno) los productos de la combustión pueden ser CO_2,, CO y H_2O. Si el combustible está formado por C, H y O como el alcohol etílico (combustible usado en los mecheros de alcohol tan conocidos en los laboratorios de química) los productos de la combustión pueden ser los mismos citados arriba, pero si además de estos elementos contiene azufre (S) se produce SO_2 y si contiene nitrógeno produce una mezcla de óxidos de nitrógeno que se representan como NOx y se calculan como si todos fuesen NO_2

En una combustión se pueden producir CO_2 y CO. Cuando ello sucede, la combustión se denomina **incompleta**. Pero si todo el carbono que posee el combustible se convierte en CO_2 la combustión se llama **combustión completa**.

La combustión completa entre un alcano (hidrocarburo con todos sus enlaces sencillos) y oxígeno se representa por la siguiente ecuación química:

$$C_{(n)}H_{(2n+2)} + (3n+1)/2O_2 \rightarrow (n)CO_2 + (n+1)H_2O$$

Como el gas de chimenea contiene agua, su composición puede expresarse de dos maneras: en **base húmeda** y en **base seca**. El término *composición en base húmeda* indica las fracciones molares de los componentes de una mezcla gaseosa incluyendo el agua y el término *composición en base seca* indica las fracciones molares del mismo gas sin considerar el agua que contiene.

Para analizar los gases de emisión (o de combustión) se usa, entre otros, un dispositivo llamado **Analizador Orsat**, el cual determina los porcentajes de CO_2, O_2 y CO en base seca usando una

solución de KOH para absorber el CO_2, una solución de ácido pirogálico para absorber el O_2 y una solución de cloruro cuproso amoniacal para absorber el CO. Lo que sobra del gas de chimenea luego de ser absorbido por esas soluciones es N_2.

Como en una reacción de combustión el reactivo más barato es el aire, éste se suministra en cantidad mayor a la necesaria (teórica). Los siguientes términos son útiles en la combustión:

Oxígeno teórico: Moles o velocidad de flujo molar (proceso intermitente o continuo) de O_2 que se necesitan para efectuar la combustión *completa* del combustible, suponiendo que todo el carbono del combustible forma CO_2 y todo el hidrógeno forma H_2O.

Aire teórico: Es la cantidad de aire que contiene el oxígeno teórico.

Aire en exceso: Es la cantidad en exceso del aire que entra al reactor con respecto al aire teórico. El porcentaje de aire en exceso se calcula usando la siguiente ecuación:

% de aire en exceso = [(Moles de aire que entran – moles de aire teórico)/moles de aire teórico] * 100

El procedimiento para resolver balances de materia en la combustión es el mismo que el procedimiento para los sistemas reactivos, pero teniendo en cuenta estos puntos:

(1) El N_2 sale del reactor tal como entra. En la salida del reactor debe considerarse el O_2 que no reacciona y el combustible que no se consume.

(2) El porcentaje de aire en exceso y el porcentaje de oxígeno en exceso tienen el mismo valor numérico. Si se conoce el porcentaje en exceso de O_2, el O_2 real se calcula multiplicando el O_2 teórico por 1 más la fracción de oxígeno en exceso.

(3) Si sólo sucede una reacción se pueden usar indistintamente balances para especies moleculares o para especies atómicas. Si ocurren varias reacciones químicas suelen ser más convenientes los balances para especies atómicas.

2.4 EJERCICIOS:

2.4.1 Se quema propano (C_3H_8) con 12% de aire en exceso. El porcentaje de conversión del propano es de 95%; del propano quemado, 15% reacciona para formar CO y el resto para formar

CO_2. Calcule la composición del gas de combustión en base seca y en base húmeda.

Base de cálculo: 100 moles de propano alimentados.



Moles de propano que reaccionan: 95 moles.

Moles de propano que producen CO_2 = 95 moles * 0,85 = 80,75 moles.

Moles de propano que producen CO = 95 moles * 0,15 = 14,25 moles.

Reacciones: 80,75 C_3H_8 + 403,75 O_2 = 242,25 CO_2 + 323 H_2O

14,25 C_3H_8 + 49,875 O_2 = 42,75 CO + 57 H_2O

Cálculo del número de moles de oxígeno teórico: 100 C_3H_8 + 500 O_2 = 300 CO_2 + 400 H_2O

Moles de O_2 teórico = 500 moles

Moles de O_2 alimentados = 500 moles * 1,12 = 560 moles

Moles de N_2 alimentados = 560 moles O_2 * (79 moles N_2/21 moles O_2) = 2106,67 moles

Balance de C_3H_8: Entrada = salida + consumo, entonces: 100 moles = salida + 95 moles

C_3H_8 que sale = 5 moles.

Balance de N_2: Entrada = salida: N_2 que sale = 2106,67 moles.

Balance de CO: Salida = producción: CO que sale = 42,75 moles.

Balance de CO_2: Salida = producción: CO_2 que sale = 242,5 moles.

Balance de H_2O: Salida = producción: H_2O que sale = (323 moles + 57 moles) = 380 moles.

Balance de O_2: Entrada = salida + consumo: O_2 que sale = 560 moles – (403,75 moles + 49,875 moles) = 106,375 moles.

Moles totales del gas de combustión = 2883,045 moles.

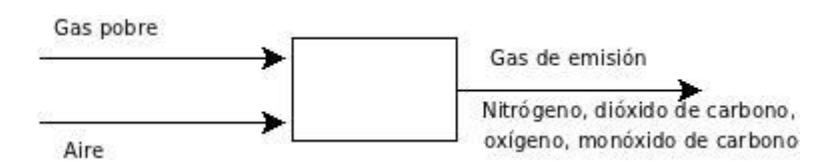
Composición de los gases de emisión en base húmeda: %CO = (42,75 moles*100/2883,045 moles) = 1,48% Mediante cálculos similares se obtienen los siguientes valores: $\%CO_2$ =

8,40%; $\%H_2O$ = 13,18%; $\%N_2$ = 73,07%; $\%O_2$ = 3,69%; $\%C_3H_8$ = 0,18%.

Composición de los gases de combustión en base seca: Moles de gases de emisión sin agua: 2883,045 moles – 380 moles = 2503,045 moles.
%CO = (42,75 moles*100/2503,045 moles) = 1,71%.
Mediante cálculos similares se obtienen los siguientes valores: $\%CO_2$ = 9,68%; $\%N_2$ = 84,16%; $\%O_2$ = 4,25%; $\%C_3H_8$ = 0,20%.

2.4.2 Un gas pobre obtenido de coque tiene la siguiente composición en volumen: 28,0% de CO; 3,5% de CO_2; 0,5% de O_2 y 68% de N_2. Este gas se quema con una cantidad tal de aire que el oxígeno del aire está en un 20% en exceso del oxígeno *neto* necesario para la combustión. Si la combustión se completa en un 98%, calcule la masa y la composición en porcentaje volumétrico del gas de combustión formado por cada 100 lb de gas quemado.

Base de cálculo: 100 lb -mol de gas pobre.



El gas pobre consiste en: 28 lb mol de CO, 3,5 lb mol de CO_2, 0,5 lb mol de O_2 y 68 lb mol de N_2.
Combustión completa: 28 CO + 14 O_2 = 28 CO_2
O_2 necesario para la combustión completa: 14 lb mol.
O_2 en gas pobre: 0,5 lb mol.
O_2 neto necesario para la combustión completa: 13,5 lb mol.
O_2 suministrado: 13,5 lb mol * 1,2 = 16,2 lb mol.
N_2 suministrado = 16,2 lb mol O_2 * (79 lb mol N_2 / 21 lb mol O_2) = 60,94 lb mol.
CO que se quema: 28 lb mol * 0,98 = 27,44 lb mol.
27,44 CO + 13,72 O_2 = 27,44 CO_2

Balance para N_2: Entrada = salida: 68 lb mol + 60,94 lb mol = N_2 que sale; N_2 que sale = 128,94 lb mol.

Balance para CO_2: Entrada + producción = salida; 3,5 lb mol + 27,44 lb mol = CO_2 que sale CO_2 que sale = 30,94 lb mol.

Balance para O_2: Entrada = salida + consumo; 0,5 lb mol + 16,2 lb mol = O_2 que sale + 13,72 lb mol; O_2 que sale = 2,98 lb mol.

Balance para CO: Entrada = salida + consumo; 28 lb mol = CO que sale + 27,44 lb mol ; CO que sale = 0,56 lb mol.

Resumen para el gas de emisión:

Gas		
N_2	128,94	3610,32
CO_2	30,94	1361,36
O_2	2,98	95,36
CO	0,56	15,68
Totales	163,42	5082,72

Masa de gas pobre = 28 lb mol CO * (28 lb / 1 lb mol) + 3,5 lb mol CO_2 * (44 lb / 1 lb mol) + 0,5 lb mol O_2 * (32 lb / 1 lb mol) + 68 lb mol N_2 * (28 lb / 1 lb mol) = 2858 lb.

Se producen 5082,72 lb por cada 2858 lb de gas pobre quemadas. Entonces, el cálculo para determinar la masa de gas de emisión obtenida al quemar 100 lb de gas pobre es:

Masa de gas de emisión = 100 lb de gas pobre * (5082,72 lb gas emisión / 2858 lb gas pobre) = 177,84 lb.

La composición volumétrica del gas de emisión es la misma para cualquier cantidad del mismo gas pobre quemado:

% N_2 = 128,94 lb mol N_2 * 100 / 163,42 lb mol gas emisión = 78,90%.

De manera análoga se obtienen los siguientes porcentajes: % CO_2 = 18,93%

% O_2 = 1,82 %

% CO = 0,34%

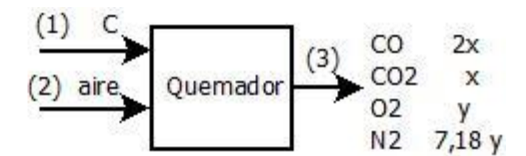
2.4.3 Se quema carbono puro con aire. Los gases de combustión contienen CO, CO_2, N_2 y O_2 en las siguientes relaciones molares:

Moles de N_2/mol de O_2 = 7,18, y

Moles de CO/mol de CO_2 = 2.

Calcúlese el porcentaje de exceso de aire utilizado.

Se elabora el diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 kg mol de C

Si x es el número de kg mol de CO_2 e y es el número de kg mol de O_2, se tienen tres incógnitas: n_2, x, y. La cantidad n_3 no es incógnita, porque conociendo x e y se conoce n_3. Obsérvese que en el diagrama de flujo ya se emplearon las especificaciones dadas como relaciones molares en el enunciado del ejercicio.

Todos los balances de masa planteados a continuación tienen la forma "entrada = salida", ya que son balances por elementos.

Balance parcial de masa para el C: 1 kg mol = 2 x + x => 1 kg mol = 3 x => x = 1/3.

Balance parcial de masa para el nitrógeno: $(0{,}79)\ (n_2)\ (2) = (7{,}18)\ (y)\ (2)$

Balance parcial de masa para el oxígeno: $(0{,}21)\ (n_2)\ (2) = 2\ x + x\ (2) + 2\ y$

Resolviendo estas dos últimas ecuaciones, luego de reemplazar x por su igual 1/3:

$(1{,}58)\ (n_2) = 14{,}36\ y \Rightarrow n_2 = 9{,}089\ y$

$(0{,}42)\ (n_2) = 4/3 + 2\ y \Rightarrow (0{,}42)\ (9{,}089)\ (y) = 4/3 + 2\ y \Rightarrow 4/3 = 1{,}817\ y \Rightarrow y = 0{,}733$

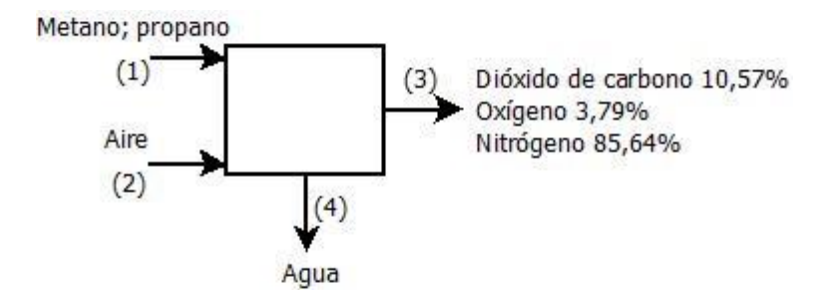
Calculando n_2 se obtiene n_2 = 6,669 kg mol.

Según la reacción química $C + O_2 = CO_2$, el número de moles teóricas de oxígeno es 1 kg mol y, entonces, el número de moles teóricas de aires es 4,76 kg mol.

Porcentaje de exceso de aire = [(6,669 – 4,76) 7 4,76] (100) = 40%.

2.4.4 Un gas combustible formado por metano y propano se quema completamente con aire, el cual se suministra en exceso. El análisis Orsat del gas de chimenea es el siguiente: CO_2 10,57%; O_2 3,79%; N_2 85,64%. Calcúlese la composición molar del gas combustible.

Se dibuja el diagrama de flujo:



Base de cálculo: n_3 = 100 g mol de gas de combustión.

Balance parcial de masa para el carbono:

$(n_1)(y_{met}) + (3n_1)(1 - y_{met})$ = 10,57 g mol.

Balance parcial de masa para el nitrógeno:

$(2)(0{,}79\ n_2) = (2)(0{,}8564)(100$ g mol$)$

Balance parcial de masa para el hidrógeno:

$(4n_1)(y_{met}) + (8n_1)(1 - y_{met}) = 2\ n_4$

Balance parcial de masa para el oxígeno:

$(2)(0{,}21\ n_2) = (2)(10{,}57$ g mol$) + (2)(3{,}79$ g mol$) + n_4$

Del BPM para nitrógeno: $1{,}58\ n_2$ = 171,28 g mol.

Entonces: n_2 = 108,41 g mol.

Del BPM para el oxígeno: 45,53 g mol = 28,72 g mol + n_4

Entonces: n_4 = 16,81 g mol.

Del BPM para el carbono: $3\ n_1 – (2\ n_1)\ (y_{met}) = 10{,}57$ g mol.

Entonces: $(n_1)\ (3 – 2\ y_{met}) = 10{,}57$ g mol

Entonces: $n_1 = 10{,}57$ g mol / $(3 – 2\ y_{met})$ (Ecuación a)

Del BPM para hidrógeno: $(4\ n_1)\ (y_{met}) + 8\ n_1 – (8\ n_1)\ (y_{met}) = 33{,}62$ g mol.

Entonces: $8\ n_1 – (4\ n_1)\ (y_{met}) = 33{,}62$ g mol.

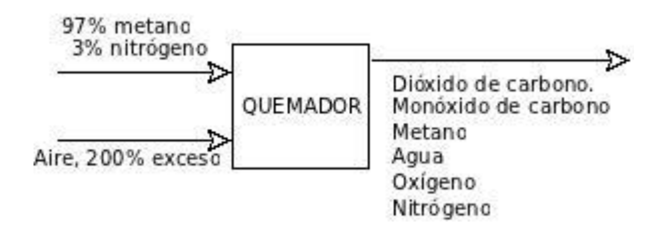
Entonces: $(n_1)\ (8 – 4\ y_{met}) = 33,\ 62$ g mol.

Entonces $n_1 = 33{,}62$ g mol / $(8 – 4\ y_{met})$ (Ecuación b)

Igualando las ecuaciones a y b: $10{,}57$ g mol / $(3 – 2\ y_{met}) =$ $33{,}62$ g mol / $(8 – 4\ y_{met})$ y despejando se obtiene $y_{met} = 0{,}6530$. Por lo tanto $y_{prop} = 0{,}3470$.

2.4.5 Un gas combustible que contiene 97% molar de metano y 3% molar de nitrógeno, se quema con aire suministrado con un exceso del 200%. El 85% del metano se transforma en CO_2, el 10% en CO y el restante 5% no se quema. Haga un cuadro resumen del balance total de masa.

El diagrama de flujo es el siguiente:



Base de cálculo: 100 g mol de gas combustible.

Cálculo del aire suministrado:

$97\ CH4 + 194\ O_2 = 97\ CO_2 + 194\ H_2O$

$n_{O2\ TEÓRICO} = 194$ g mol.

$n_{O2\ SUMINISTRADO} = 194$ g mol $(1 +2) = 582$ g mol.

$n_{N2\ SUMINISTRADO} = 582$ g mol $(79/21) = 2189{,}428$ g mol.

Los balances parciales de masa que se presentan a continuación, tiene la forma “Entrada + Producción = Salida + Consumo”, ya que son balances de masa para sustancias.

BPM para el CO_2: 0 + 82,45 g mol = n $_{SALE}$ + 0 (el 85% del metano se transforma en CO_2).

De dióxido de carbono salen 82,45 g mol.

BPM CO: 0 + 9,7 g mol = n $_{SALE}$ (el 10% del metano se transforma en CO)

De CO salen 9,7 g mol.

BPM CH_4: 97 g mol + 0 = n $_{SALE}$ + 0,95(97 g mol)

De metano salen 4,85 g mol (corresponde al 5% del metano alimentado).

BPM H_2O: 0 + (164,9 g mol + 19,4 g mol) = n $_{SALE}$ + 0

De agua salen 184,3 g mol.

BPM O_2: 582 g mol + 0 = n $_{SALE}$ + (164,9 g mol + 14,55 g mol)

De oxígeno salen 402,55 g mol.

BPM N_2:

(2189,428 g mol + 3 g mol) + 0 = n $_{SALE}$ + 0

De nitrógeno salen 2192,428 g mol.

El cuadro resumen del balance total de masa se presenta así:

ENTRADAS

SUSTANCIAS	MOLES, g mol	MASA, g
Metano	97	1552
Nitrógeno	2192,428	61387,984
Oxígeno	582	18624
TOTAL		81563,984

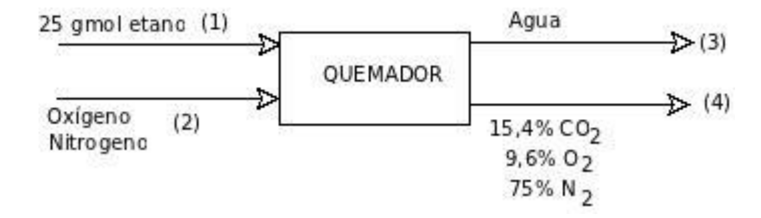
SALIDAS

SUSTANCIAS	MOLES, g mol	MASA, g
Dióxido de carbono	82,45	3627,8
Monóxido de carbono	9,7	271,6
Metano	4,85	77,6

Agua	184,3	3317,4
Oxígeno	402,55	12881,6
Nitrógeno	2192,428	61387,984
TOTAL		81563,984

2.4.6 Se queman 25 g mol de etano, C_2H_6, empleando aire enriquecido en O_2. El análisis Orsat de los gases de chimenea es 15,4% molar CO_2, 9,6% molar O_2 y 75% molar N_2. Realícese el balance total de masa.

Se dibuja el diagrama de flujo:



No se conoce la composición del aire enriquecido en oxígeno.

Base de cálculo: 25 g mol de etano alimentado al quemador.
Como el etano contiene hidrógeno y éste se quema hasta agua, entonces existe una corriente de agua a la salida del quemador.

Todos los balances de masa que se plantean a continuación tienen la forma “Entrada = Salida” porque son balances de masa para elementos.

BPM para el carbono: (25 g mol C_2H_6) (2 g mol C/1 g mol C_2H_6) = 0,154 n_4; n_4 = 324,675 g mol.
BPM para hidrógeno: (25 g mol C_2H_6) (6 g mol H/1 g mol C_2H_6) = (2 g mol H/g mol H_2O) (n_3); entonces n_3 = 75 g mol.
BPM para oxígeno: (2gmol O/g mol O_2) (n_2) (x) = (2 g mol O/g mol CO_2) (0,154)(324,675 g mol) +

(2 g mol O/g mol O_2) (0,096) (324,675 g mol) + (1 g mol O/1 g mol H_2O)(75 g mol).
BPM para nitrógeno: (2gmol N/g mol N_2) (1 – x)(n_2) = (2gmol N/g mol N_2) (0,75) (324,675 g mol)

Resolviendo los dos últimos balances de masa se obtiene: n_2 = 362,175 g mol; x = 0,328.
Por lo anterior, la composición del aire enriquecido con oxígeno es 32,8% de oxígeno y 67,2% de nitrógeno.
El balance total de masa se representa así:

Entradas			Salidas		
Sustancia	Moles, g mol	Masa, g	Sustancia	Moles, g mol	Masa, g
C_2H_6	25	750	H_2O	75	1350
O_2	118,79	3801,28	CO_2	50	2200
N_2	243,385	6814,64	O_2	31,17	997,44
			N_2	243,505	6818,14
Total		11365,92	Total		11365,58

2.5 PRODUCCIÓN DE ÁCIDO SULFÚRICO

En la producción de ácido sulfúrico por el proceso de contacto, se puede iniciar con azufre o con piritas de hierro. Las piritas de hierro contienen principalmente sulfuro de hierro (FeS_2), pequeñas cantidades de otros sulfuros, materia no combustible o inerte. Al quemar el azufre o las piritas se produce SO_2 y una cantidad menor de SO_3. Las reacciones químicas que ocurren se representan por las siguientes ecuaciones:

$S + O_2 = SO_2$

$2\ S + 3\ O_2 = 2\ SO_3$

$4\ FeS_2 + 11\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$

$4\ FeS_2 + 15\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_3$

Cuando se utilizan piritas, en el horno o quemador se obtiene una escoria formada principalmente por Fe_2O_3 y FeS_2 que no reacciona.

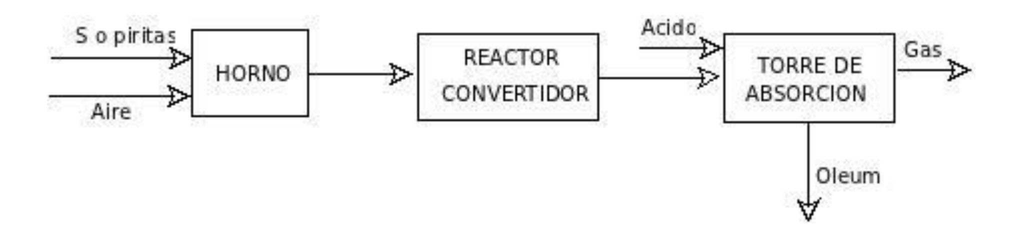
Una mezcla de gases secos con un 7 a 10% de dióxido de azufre, (depende de la fuente de producción, pues el menor valor se da cuando se usan piritas y el mayor valor cuando se usa azufre), y un 11 a 14% de oxígeno se lleva a un convertidor de uno o varios lechos catalíticos (de platino o de pentóxido de vanadio) donde se forma el trióxido de azufre, el cual se absorbe pasando los gases en contracorriente con un líquido absorbente en torres empacadas. Entonces, suceden las siguientes reacciones para la formación del ácido:

$SO_2 + (½)\ O_2 = SO_3$

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

En las torres de absorción no se emplea agua pura sino una solución de ácido sulfúrico, obteniéndose un “oleum”, el cual es una solución de trióxido de azufre en ácido sulfúrico.

El siguiente diagrama de flujo representa la producción de ácido sulfúrico:



2.6 EJERCICIOS

2.6.1 Se quema S puro con aire seco. El gas de combustión tiene la siguiente composición: 8,17% molar de SO_2, 0,90% molar de SO_3, 11,57% molar de O_2 y 79,36% molar de N_2. Calcúlese el porcentaje en exceso de oxígeno que se ha empleado con respecto al necesario para la combustión completa a SO_3.

Base de cálculo: 100 g mol de gas de combustión.

Las reacciones químicas son:

$2\ S + 3\ O_2 = 2\ SO_3$ (Combustión completa)

$S + O_2 = SO_2$

Moles de S = (8,17 g mol SO_2)(1 g mol S/1 g mol SO_2) + (0,90 g mol SO_3)(1 g mol S/g mol SO_3) = 9,07 g mol.

Moles teóricas de O_2 = (9,07 g mol S) (3 g mol O_2/2 g mol S) = 13,61 g mol.

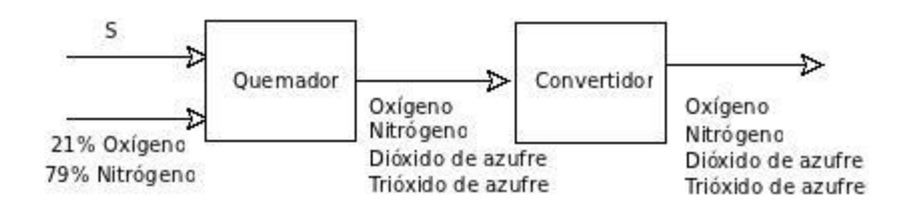
Moles suministradas de O_2 = (79,36 g mol N_2) (21 g mol O_2/79 g mol N_2) = 21,10 g mol.

% exceso O_2 = [(21,10 g mol – 13,61 g mol)/13,61 g mol] (100) = 55,03%.

2.6.2

Se quema S puro con aire seco suministrado en un exceso del 35% respecto a la producción de SO_3. El 20% del S se oxida a SO_3 y el resto a SO_2. Los gases producidos en esta combustión pasan a un convertidor donde el 90% del SO_2 pasa a SO_3. Calcúlese la composición, expresada en porcentaje molar, de los gases salientes del convertidor.

Se dibuja el diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 g mol de azufre alimentado al quemador.

SISTEMA: Quemador. Todos los balances de masa planteados a continuación tienen la forma: “Entrada + Producción = Salida + Consumo” porque son balances de masa para sustancias.

Las reacciones que suceden en le quemador son:

$S + O_2 = SO_2$

$2S + 3\ O_2 = 2\ SO_3$

La cantidad teórica de oxígeno se calcula con base en la reacción para convertir todo el S en SO_3.

Moles de oxígeno teórico = (1 g mol S) (3 g mol O_2/2 g mol S) = 1,5 g mol O_2.Moles de oxígeno suministrado = (1,5 g mol) (1,35) = 2,025 g mol.
Moles de nitrógeno suministrado = (2,025 g mol) (79 g mol N_2/21 g mol O_2)
BPM SO_2: 0 g mol + 0,8 g mol = $n_{SO2\ SALE}$ + 0 g mol; $n_{SO2\ SALE}$ = 0,8 g mol.
BPM SO_3: 0 g mol + 0,2 g mol = $n_{SO3\ SALE}$ + 0 g mol; $n_{SO3\ SALE}$ = 0,2 g mol.
BPM O_2: 2,025 g mol + 0 g mol = $n_{O2\ SALE}$ + [(0,8 g mol SO_2) (1 g mol O_2/g mol SO_2) + (0,2 g mol SO_3)(3gmol O_2/2 g mol SO_3); $n_{O2\ SALE}$ = 0,925 g mol.
BPM N_2: 7,618 g mol + 0 g mol = $n_{N2\ SALE}$ + 0 g mol; $n_{N2\ SALE}$ = 7,618 g mol.

SISTEMA: Convertidor. Todos los balances de masa planteados a continuación tienen la forma: "Entrada + Producción = Salida + Consumo" porque son balances de masa para sustancias.

La reacción que sucede en el convertidor es:
$2\ SO_2 + O_2 = 2\ SO_3$

BPM SO_2: 0,8 g mol + 0 g mol = $n_{SO2\ SALE}$ + (0,90)(0,8 g mol); $n_{SO2\ SALE}$ = 0,08 g mol.
BPM SO_3: 0,2 g mol + [(0,9)(0,8 g mol SO_2)(2 g mol SO_3/2 g mol SO_2)] = $n_{SO3\ SALE}$ + 0 g mol; Entonces $n_{SO3\ SALE}$ = 0,92 g mol.
BPM O_2: 0,925 g mol + 0 g mol = $n_{O2\ SALE}$ + [(1 g mol O_2/2 g mol SO_2)(0,9)(0,8 g mol SO_2)] = 0,565 g mol.
BPM N_2: 7,618 g mol + 0 g mol = $n_{N2\ SALE}$ + 0 g mol); $n_{N2\ SALE}$ = 7,618 g mol.
Gases de salida del convertidor:

SUSTANCIA	Moles, gmol	% molar
Dióxido de azufre	0,08	0,87
Trióxido de azufre	0,92	10,02
Oxígeno	0,565	6,15
Nitrógeno	7,618	82,96
TOTAL	9,183	100,0

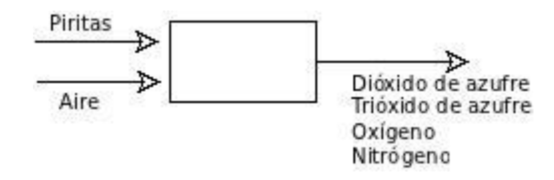
2.6.3 Las piritas de hierro (FeS_2) se utilizan para producir SO_2 y SO_3. Las reacciones que suceden en el horno son:

$4\ FeS_2 + 15\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_3$

$4\ FeS_2 + 11\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$

Estas reacciones suceden simultáneamente y la mayoría del azufre es oxidado a SO_2 mientras que el resto pasa a SO_3. El análisis del gas de chimenea, de un horno en el cual el FeS_2 es oxidado con aire seco, muestra una relación 5: 1: 5 para SO_2: SO_3: O_2. Calcúlese el porcentaje de exceso de oxígeno que se empleó.

El diagrama de flujo es:



Base de cálculo: 1 g mol de trióxido de azufre que sale del horno.

Considerando esta base de cálculo, se puede afirmar que se producen 5 g mol de SO_2 y que salen 5 g mol O_2 del horno.

Moles de oxígeno suministrado = 5 g mol O_2 + (5 g mol SO_2) (11 g mol O_2/8 g mol SO_2) + (1 g mol SO_3)(15 g mol SO_2/8 g mol SO_3) = 13,75 g mol.

Moles de S = (1 g mol SO_3) (1 g mol S/1 g mol SO_3) + (5 g mol SO_2) (1 g mol S/1 g mol SO_2) = 6 g mol S.

Moles de FeS_2 = (6 g mol S) (1 g mol FeS_2/2 g mol S) = 3 g mol FeS_2.

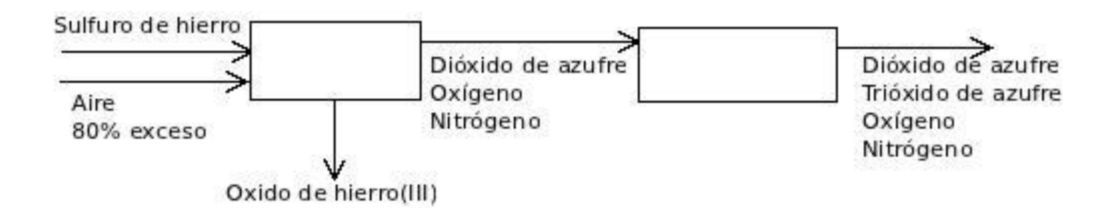
Moles teóricas de oxígeno = (3 g mol FeS_2) (15 g mol O_2/4 g mol FeS_2) = 11,25 g mol.

% exceso = [(13,75 – 11,25) g mol/11,25 g mol] (100) = 22,22%.

2.6.4 Se queman piritas de hierro con aire en un 80% de exceso del necesario para convertir todo el S a SO_3 y todo el Fe a Fe_2O_3. Pero todo el S se convierte en SO_2 y el Fe en Fe_2O_3. El gas de chimenea se alimenta a un convertidor, donde el 70% de SO_2 reacciona con parte del O_2

presente en los gases de combustión y se convierte en SO_3. Calcúlese la composición, expresada en fracción molar, del gas que sale del convertidor.

Se dibuja el diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 g mol de FeS_2 alimentado al proceso.

$4\ FeS_2 + 15\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_3$

Moles teóricas de O_2 = (1 g mol FeS_2) (15 g mol O_2/4 g mol FeS_2) = 3,75 g mol O_2

Moles suministradas de O_2 = (3,75 g mol) (1,8) = 6,75 g mol

Moles suministradas de N_2 = (6,75 g mol) (79 g mol N_2/21 g mol O_2) = 25,39 g mol N_2.

La reacción que realmente sucede en el horno es (para este caso):

$4\ FeS_2 + 11\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$

Todos los balances de materia que se plantean a continuación tienen la forma "Entrada + Producción = Salida + Consumo" porque se trata de balances de masa para sustancias.

SISTEMA: Horno.

BPM SO_2: 0 g mol + (1 g mol FeS_2) (8 g mol SO_2/4 g mol FeS_2) = $n_{SO2\ SALE}$ + 0 g mol

$n_{SO2\ SALE}$ = 2 g mol.

BPM O_2: 6,75 g mol + 0 g mol = $n_{O2\ SALE}$ + (1 g mol FeS_2) (15 g mol O_2/4 g mol FeS_2)

$n_{O2\ SALE}$ = 3 g mol.

BPM N_2: 25,39 g mol + 0 g mol = $n_{N2\ SALE}$ + 0 g mol.

$n_{N2\ SALE}$ = 25,39 g mol.

SISTEMA: Convertidor.

La ecuación de la reacción que sucede en el convertidor es:

$SO_2 + 0,5\ O_2 = SO_3$.

BPM SO_2: 2 g mol + 0 g mol = $n_{SO2\ SALE}$ + (0,7)(2 g mol)

$n_{SO2\ SALE}$ = 0,6 g mol.

BPM SO_3: 0 g mol + (0,7)(2 g mol) = $n_{SO3\ SALE}$ + 0 g mol.

$n_{SO3\ SALE}$ = 1,4 g mol.

BPM O_2: 3 g mol + 0 g mol = $n_{O2\ SALE}$ + 0,7 g mol.

$n_{O2\ SALE}$ = 2,3 g mol.

BPM N_2: 25,39 g mol + 0 g mol = $n_{N2\ SALE}$ + 0 g mol.

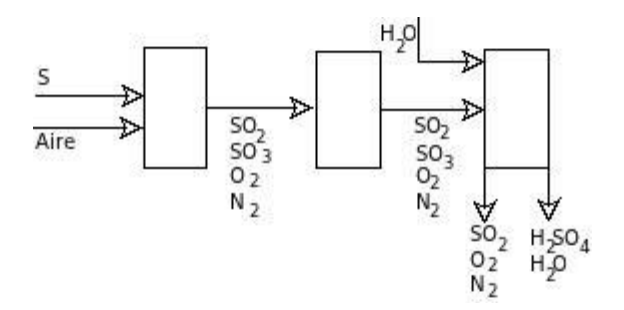
$n_{N2\ SALE}$ = 25,39 g mol.

Composición del gas que sale del convertidor:

SUSTANCIAS	MOLES, gmol	% molar
SO_2	0,6	2,02
SO_3	1,4	4,72
O_2	2,3	7,75
N_2	25,39	85,51
TOTAL	29,69	100,0

2.6.5 Se quema S con aire suministrado en un exceso del 60% con respecto a la conversión de todo el S en SO_3. El 70% del s se convierte en SO_2 y el 30% restante en SO_3. La mezcla gaseosa saliente del quemador (que contiene SO_2, SO_3, O_2 y N_2) se alimenta a un convertidor donde el 90% del SO_2 se convierte en SO_3 empleando parte del O_2 alimentado. La mezcla gaseosa saliente del convertidor se introduce a una cámara donde se hace reaccionar el SO_3 con H_2O para producir una mezcla de 90% de H_2SO_4 y 10% de H_2O. Esta mezcla se separa de la mezcla gaseosa de O_2, N_2 y SO_2 que también abandona el proceso. Calcúlese la masa de solución acuosa de H_2SO_4 producida por cada kilogramo de S que entra al proceso.

El diagrama de flujo es el siguiente:



Base de cálculo: 1 kg de S alimentado al proceso.

Moles de S = (1000 g S) (1 g mol S/32 g S) = 31,25 g mol S.

La cantidad teórica de O_2 se calcula con base en la siguiente reacción:

$S + (3/2)\ O_2 = SO_3$

Moles teóricas de O_2 = (31,25 g mol S) (1,5 g mol O_2/g mol S) = 46,875 g mol.

Moles suministradas de O_2 = (46,875 g mol) (1,60) = 75 g mol.

Moles suministradas de N_2 = (75 g mol) 79 g mol N_2/21 g mol O_2) = 282,14 g mol.

SISTEMA: Quemador.

En el quemador ocurren las siguientes reacciones:

$S + O_2 = SO_2$

$S + (3/2)\ O_2 = SO_3$

Todos los balances de materia que se plantean a continuación tienen la forma "Entrada + Producción = Salida + Consumo" porque se trata de balances de masa para sustancias.

BPM SO_2: 0 g mol + (0,7) (31,25 g mol) = $n_{SO2\ SALE}$ +0 g mol.

$n_{SO2\ SALE}$ = 21,875 g mol.

BPM SO_3: 0 g mol + (0,3) (31,25 g mol) = $n_{SO3\ SALE}$ + 0 g mol.

$n_{SO3\ SALE}$ = 9,375 g mol.

BPM O_2: 75 g mol + 0 g mol = $n_{O2\ SALE}$ + [(0,7)(31,25 g mol) + (1,5)(0,3)(31,25 g mol)].

$n_{O2\ SALE}$ = 39,0625 g mol.
BPM N_2: 282,14 g mol + 0 g mol = $n_{N2\ SALE}$ + 0 GMOL.
$n_{N2\ SALE}$ = 282,14 g mol.

SISTEMA: Convertidor.
En el convertidor ocurre la siguiente reacción:
$SO_2 + (1/2)\ O_2 = SO_3$.

Todos los balances de materia que se plantean a continuación tienen la forma “Entrada + Producción = Salida + Consumo” porque se trata de balances de masa para sustancias.

BPM SO_3: 9,375 g mol + (0,9)(21,875 g mol) = $n_{SO3\ SALE}$ + o g mol.
$n_{SO3\ SALE}$ = 29,0625 g mol.
BPM SO_2 = 21,875 g mol +0 g mol = $n_{SO2\ SALE}$ + (0,9) (21,875 g mol)
$n_{SO2\ SALE}$ = 2,1875 g mol.
BPM O_2: 39,0625 g mol + 0 g mol = $n_{O2\ SALE}$ + (0,5) (0,9) (21,875 g mol)
$n_{O2\ SALE}$ = 29,21875 g mol
BPM N_2: 282,14 g mol + 0 g mol = $n_{N2\ SALE}$ + 0 g mol.
$n_{N2\ SALE}$ = 282,14 g mol.

SISTEMA: Cámara.
En la cámara ocurre la siguiente reacción:
$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$

El balance de materia que se plantea a continuación tiene la forma “Entrada + Producción = Salida + Consumo” porque se trata de una sustancia.

BPM H_2SO_4: 0 g mol + (29,0625 g mol) (98 g/g mol) = (0,9) ($m_{SOLUCIÓN}$).
($m_{SOLUCIÓN}$) = 3164,58 g.

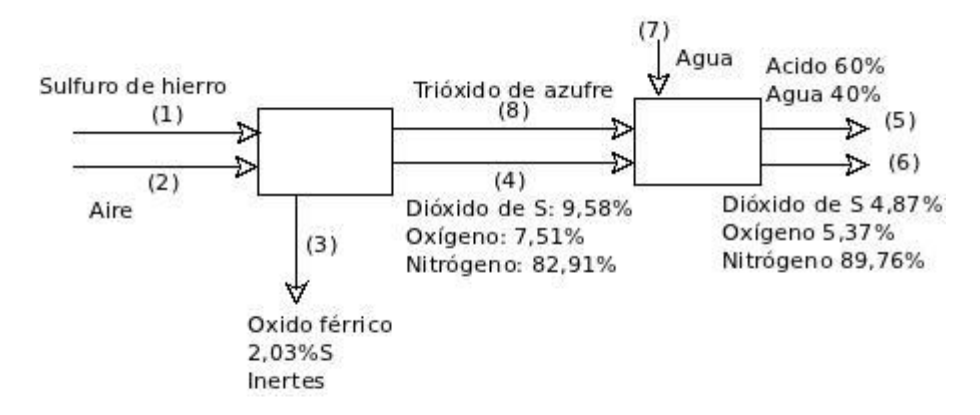
2.6.6 Una planta de ácido sulfúrico que utiliza el proceso de cámaras, quema piritas (mezcla de FeS_2 e inertes) que contienen 46,5% en masa de azufre. La escoria del quemador contiene Fe_2O_3,

SO_3 e inertes. Se encuentra que el contenido de azufre en la escoria es el 2,03% en masa. Del quemador salen dos corrientes gaseosas: una de SO_3 puro y otra con 9,58% molar de SO_2, 7,51% molar de O_2 y 82,91% molar de N_2. Estas dos corrientes gaseosas alimentan las cámaras, las cuales también reciben agua y se obtienen dos corrientes: una que consiste en 60% de H_2SO_4 y 40% de agua y la otra con SO_2 (4,87% molar), O_2 (5,37% molar) y N_2 (89,76% molar). Calcúlese:

(a) La masa de SO_3 que alimenta las cámaras.

(b) La masa producida de solución acuosa de H_2SO_4.

Se dibuja el diagrama de flujo:



Las reacciones son:

$4\ FeS_2 + 11\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$

$4\ FeS_2 + 15\ O_2 = 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_3$.

$SO_2 + (½)\ O_2 = SO_3$.

$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.

Base de cálculo: 100 lb de piritas. (m_1 = 100 lb)

Masa de azufre en (1) = 46,5 lb; m_{FeS2} = (46,5 lb)(119,85 lb/64 lb) = 87 lb; m_{inerte} = 13 lb.

Masa de Fe_2O_3 = (87 lb FeS_2)(55,85 lb Fe/119,85 lb FeS_2)(159,7 lb Fe_2O_3/111,7 lb Fe) = 57,96 lb Fe_2O_3.

% SO_3 en (3) = (2,03 lb S)(80 lb SO_3/32 lb S) = 5,075 lb SO_3.

Masa de Fe_2O_3 + inertes = 57,96 lb + 13 lb = 70,96 lb.

Masa de la corriente (3) = (70,96 lb) (100/94,925) = 74,75 lb.

Masa de SO_3 en (3) = 3,79 lb.

Moles de FeS_2 = (87 lb) (1 lb mol/119,85 lb) = 0,726 lb mol.

SISTEMA: Quemador.

Se tienen 3 incógnitas (m_2, m_4 y m_8). Las composiciones de las 5 corrientes se conocen.

BPM para S: 46,5 lb = (0,0958n_4) (32 g S/gmol SO_2) + (3,79 lb SO_3) (32 lb S/80 lb SO_3) + (m_8)(32 lb S/80 lb SO_3).

BPM para O: (0,21n_2) (32 lb O/lb mol O_2) = (57,96 lb Fe_2O_3) (48 lb O/159,7 lb Fe_2O_3) + (3,79 lb SO_3)(48 lb O/80 lb SO_3) + (0,0751n_4) (32 lb O/1 lb mol O_2) + (0,0958n_4)(32 lb O/lb mol SO_2) + (m_8) (48 lb O/80 lb SO_3).

BPM para N: (0,79n_2) (28 lb N/lb mol N_2) = (0,8291n_4) (28 lb N/lb mol N_2)

Resolviendo el anterior sistema de ecuaciones algebraicas: m_8 = 4,3 lb; n_4 = 14,094 lb mol y n_2 = 14,78 lb mol.

Se calculan las masas de las corrientes (2) y (4), o sea, m_2 y m_4.

Masa corriente (4) = (0,0958) (14,094 lb mol) (64 lb/lb mol) + (0,0751)(14,094 lb mol)(32 lb/lb mol) + (0,8291) (14,094 lb mol) (28 lb/lb mol) = 447,47 lb.

Masa corriente (2) = (14,78 lb mol) (0,79) (28 lb/lb mol) + (14,78 lb mol) (0,21) (32 lb/lb mol) = 426,25 lb.

SISTEMA: Primera cámara.

Conversión de composición molar a composición másica en la corriente (6):

m_6 = (0,0487) (64 lb/lb mol) + (0,0537) (32 lb/lb mol) + (0,8976) (28 lb/lb mol) = 29,968 lb/lb mol.

% SO_2 = [(0,0487) (64 lb/lb mol)/29,968 lb/lb mol] (100) = 10,4%.

% O_2 = [(0,0537) (32 lb/lb mol)/29,968 lb/lb mol](100) = 5,73%

% N_2 = 83,87%.

Se tienen tres incógnitas: m_5, m_6 y m_7.

BPM para S: (4,3 lb)(0,4) + (86,41 lb)(0,5) = (0,6m_5)(32 lb S/98 lb H_2SO_4) + (0,104m_6)(0,5).

BPM para H: (2 lb H/18 lb H_2O) (m_7) = (0,6m_5)(2 lb H/98 lb H_2SO_4) + (0,4m_5)(2 lb H/18 lb H_2O).

BPM para N: 327,19 lb N_2 = 0,8387m_6.

Resolviendo este sistema de ecuaciones algebraicas: m_6 = 390,12 lb; m_5 = 125,71 lb; m_7 = 64,1 lb.

2.7 EJERCICIOS PROPUESTOS

2.7.1 Considérese la reacción: $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$. El reactor se carga con 30 gmol de NH_3, 40 gmol de O_2 y 10 gmol de H_2O. Reaccionan 20 gmol de amoníaco. Determínense los gmol de cada una de las sustancias que salen del reactor.

2.7.2 En el proceso Deacon, para la fabricación del cloro, HCl y O_2 reaccionan para formar Cl_2 y H_2O. Se alimenta con suficiente aire (79% en mol de N_2 y 21% de O_2) para proporcionar 25% de oxígeno en exceso. Calcúlense las fracciones molares de los componentes del flujo de productos. La conversión fraccionaria del HCl es del 70%.
Respuestas: 0,1514 H_2O; 0,1514 Cl_2; 0,1297 HCl; 0,0595 O_2 y 0,5081 N_2.

2.7.3 La reacción entre el etileno y el bromuro de hidrógeno se efectúa en un reactor continuo. El flujo de productos se analiza, y se encuentra que contiene 50% en mol de C_2H_5Br y 33,3% HBr. La alimentación del reactor contiene sólo etileno y bromuro de hidrógeno. Calcúlese la conversión fraccionaria del reactivo limitante y el porcentaje en el que el otro reactivo se encuentra en exceso.
Reacción: $C_2H_4 + HBr \rightarrow C_2H_5Br$.
Respuestas: f = 0,75; % exceso = 24,89%.

2.7.4 La caliza es una mezcla de carbonatos de magnesio y calcio, además de material inerte. La cal se obtiene calcinando los carbonatos, esto es, calentando hasta retirar el CO_2 de acuerdo a las reacciones

$CaCO_3 = CaO + CO_2$

$MgCO_3 = MgO + CO_2$

Al calcinar caliza pura, consistente en carbonatos únicamente, se obtienen 44,8 lb de CO_2 por cada 100 lb de caliza. ¿Cuál es la composición de la caliza?
Respuesta: 90,23% $CaCO_3$ y 9,77% $MgCO_3$

2.7.5 El etano se clora en un reactor continuo: $C_2H_6 + Cl_2 = C_2H_5Cl + HCl$

Parte del monocloroetano que se produce se clora aún más por una reacción secundaria indeseable: $C_2H_5Cl + Cl_2 = C_2H_4Cl_2 + HCl$

En un caso específico, se producen 100 g mol de C_2H_5Cl con una alimentación que contiene solamente etano y cloro, consumiéndose este último en su totalidad. El reactor está diseñado para dar una conversión de 15% de etano y una selectividad de 14 g mol C_2H_5Cl / g mol $C_2H_4Cl_2$. Calcúlese la proporción de alimentación (g mol cloro / g mol etano) y la fracción de rendimiento del C_2H_5Cl.

Respuestas: 0,161 g mol cloro / g mol etano; 0,87.

2.7.6 Se produce etanol a nivel comercial mediante la hidratación de etileno:

$C_2H_4 + H_2O = C_2H_5OH$

Parte del producto se convierte a éter dietílico mediante la reacción lateral

$2\ C_2H_5OH = (C_2H_5)_2\ O + H_2O$

La alimentación a un reactor contiene 53,7% molar de C_2H_4, 36,7% de H_2O y el resto de inertes. Se obtiene una conversión de etileno de 5%. El 10% del etanol producido participa en la reacción lateral. Calcúlese la composición molar de la corriente de salida del reactor y la selectividad de la producción de etanol respecto a la producción de éter.

Respuestas: 52,42% etileno, 2,48% etanol, 0,14% éter dietílico, 35,09% agua y 9,86% inertes; 18 g mol etanol / g mol éter.

2.7.7 El metano y el oxígeno reaccionan en presencia de un catalizador para producir formaldehído. En una reacción paralela secundaria, una porción del metano se oxida para formar CO_2 y H_2O.

$CH_4 + O_2 \rightarrow HCHO + H_2O$.

$CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$.

La alimentación del reactor contiene cantidades equimolares de CH_4 y O_2. La conversión fraccionaria del metano es de 95% y el rendimiento fraccionario del HCHO es de 90%. Calcúlese la composición molar del flujo a la salida del reactor y la selectividad de la producción de HCHO

con respecto a la producción de dióxido de carbono.

Respuestas: 45% HCHO, 50% H_2O, 2,5% CO_2, 2,5% CH_4; 18 moles HCHO/mol CO_2.

2.7.8 Una tonelada de una caliza impura, cuya composición es 96% en masa de $CaCO_3$ y 4% de materia inerte, reacciona con una solución de ácido sulfúrico al 80% en masa. Todo el CO_2 generado es expulsado junto con parte del agua. El análisis de la masa final en porcentaje másico es: 86,54% de $CaSO_4$; 3,11% de $CaCO_3$; 1,35% de H_2SO_4; 6,23% de H_2O y 2,77% de inertes. Calcúlese:

a) Masa de $CaSO_4$ producido.

b) Masa de solución ácida alimentada.

c) Masa de gases expulsados.

d) Composición, en porcentaje másico, de los gases expulsados.

Respuestas: a) 1249,67 kg; b) 1145,35 kg; c) 701,31 kg; d) 57,4% CO_2 y 42,6% H_2O.

2.7.9 El cloro-benceno se fabrica haciendo reaccionar cloro seco con benceno líquido, utilizando cloruro férrico como catalizador. Existen dos reacciones donde se forma mono y di-cloro-benceno:

$C_6H_6 + Cl_2 = C_6H_5Cl + HCl$

$C_6H_5Cl + Cl_2 = C_6H_4Cl_2 + HCl$

El 90% del benceno forma mono-cloro-benceno y 15% de este reacciona para formar di-cloro-benceno. El cloro se suministra en un 20% en exceso del necesario para la monocloración. El HCl y el Cl_2 en exceso abandonan el reactor como gases. El producto líquido obtenido contiene benceno sin reaccionar, mono y di-cloro-benceno. Sobre la base de 100 lb de benceno alimentado, calcúlese: (a) La masa y composición del producto líquido; (b) La masa y composición de los gases que abandonan el reactor.

Respuestas: (a) 145,77 lb; 6,86% masa C_6H_6; 75,69% C_6H_5Cl y 17,45% $C_6H_4Cl_2$ (b) 63,45 lb; 76,33% masa HCl y 23,67% Cl_2

2.7.10 Las reacciones

$C_2H_6 = C_2H_4 + H_2$

$C_2H_6 + H_2 = 2\ CH_4$

se llevan a cabo en un reactor continuo en estado estacionario. La alimentación contiene 85,0% en moles de etano (C_2H_6) y el balance en productos inertes (I). La fracción de conversión del etano es 0,501 y el rendimiento fraccionario del etileno es 0,471. Calcúlese la composición molar del gas producido y la selectividad del etileno para la producción de metano.

Respuestas:30,29% etano, 28,59% etileno, 26,77% hidrógeno, 3,64% metano y 10,71% inertes; 7,9 g mol etileno / g mol metano.

2.7.11 Un horno que opera en régimen permanente quema 1 millón de pies cúbicos estándar por día de gas natural proveniente de Nuevo México, con 23 millones de pies cúbicos estándar por día de aire. Los únicos compuestos perceptibles en el gas de combustión son CO_2, H_2O, O_2 y N_2. La composición del gas natural en porcentaje molar es: 96,91% metano, 1,33% etano, 0,19% propano, 0,05% butano, 0,02% pentano, 0,82% dióxido de carbono y 0,68% nitrógeno. ¿Cuál es la relación de flujo (kg mol/h) y la composición (% molar) del gas de combustión?

Respuestas: 1263,51 kg mol/h; 4,22% CO_2, 8,29% H_2O, 75,70% N_2 y 11,79% O_2.

2.7.12 Una compañía de energía opera una de sus calderas con gas natural y la otra con aceite. El análisis de los combustibles es:

Gas natural: 96% molar de CH_4, 2% molar de C_2H_2 y 2% molar de CO_2.

Aceite: $(CH_{1,8})n$

Los gases de chimenea de ambas calderas entran al mismo ducto y el análisis Orsat del gas combinado es: 10% molar de CO_2, 0,63% molar de CO, 4,55% molar de O_2 y 84,82% molar de N_2. Calcúlense los g-mol de gas natural por cada gramo de aceite suministrado.

Respuestas: 0,092 g-mol de GN/g aceite

2.7.13 A un horno de fundición se alimenta un carbón de la siguiente composición en peso: 76% C, 4,9% H,7,8% O, 1,7% N, 1,2% S, 1,5% H_2O y 6,9% impurezas.

Si se suministra aire en un 30% en exceso, calcúlese: (a) Los kilogramos de aire suministrado por kilogramo de carbón alimentado, (b) El volumen a condiciones normales de aire suministrado por

kilogramo de carbón alimentado, (c) La masa molecular media de los productos de combustión.
Respuestas: (a) 13,22 kg aire/kg carbón; (b) 1027,4 m^3/kg carbón; (c) 29,82.

2.7.14 Se mezcla C puro con aire. Los gases de combustión contienen CO, CO_2, N_2 y O_2 en las siguientes relaciones molares: moles de N_2/mol de O_2 = 7,18 y moles de CO/mol CO_2 = 2. Calcúlese el porcentaje de exceso de aire utilizado.
Respuesta: 40%.

2.7.15 Calcule el volumen de aire, en metros cúbicos, con humedad relativa igual a 0,70 a 26° C y 1 atm requeridos para quemar 1 kg de combustible con 80% en masa de C_6H_{14} (l) y 20% de C_8H_{18} (l).
Respuestas: 13,19 m^3.

2.7.16 Un gas contiene 80% en masa de propano, 15% en masa de n – butano y el balance de agua. (a) Calcule la composición molar de este gas en base húmeda y en base seca, así como la relación mol agua / mol de gas seco; (b) si se van a quemar 100 kg / h de este combustible con 30% de aire en exceso, ¿qué velocidad de alimentación de aire se requiere (kg mol / h)? ¿Cómo cambiaría su respuesta si la combustión solo se completara en un 75%?
Respuestas: (a) Base húmeda: 77,2% propano, 11% n – butano, 11,8% agua; base seca: 87,53% propano, 12,47% n – butano; 0,1338 mol agua / mol gas seco; (b) 66,69 kg mol; no cambia.

2.7.17 Un gas natural contiene 83% molar de metano y 17% molar de etano. El gas se quema con un exceso de aire seco y se producen unos gases con el siguiente análisis Orsat: 6,76% CO_2, 2,77% CO, 5,63% O_2 y 84,84% N_2. Calcúlese: (a) Porcentaje de exceso de aire suministrado (b) Porcentaje de carbono que pasa a CO (c) Masa de vapor de agua por cada 1000 pie^3 de gas de combustión medidos a 800° F y 1 atm.
Respuestas: (a) 23,2% (b) 29% (c) 2,92 lb agua.

2.7.18 Una mezcla de 75% molar de propano y 25% molar de hidrógeno se quema con 255 de aire en exceso. Se alcanzan fracciones de conversión de 90% del propano y 85% de hidrógeno; del propano que reacciona, 95% da lugar a CO_2 y el resto forma CO. El gas caliente, producto de

la combustión, pasa por una caldera donde el calor que se desprende de él convierte en vapor el agua de alimentación de la misma. Calcúlese la concentración de CO (ppm) en el gas de combustión.
Respuesta: 4057,54 ppm.

2.7.19 Un gas combustible producido por gasificación de carbón se va a quemar con 20% de exceso de aire. El gas contiene 50% molar de nitrógeno y el resto de monóxido de carbono e hidrógeno. Una muestra del gas se hace pasar por un espectrómetro de infrarrojo, el cual registra una señal R que depende de la fracción molar de monóxido de carbono en la muestra, y se obtiene la lectura R = 38,3.
Los datos de calibración del analizador son los siguientes:

x (mol CO / mol)	0,05	0,10	0,40	0,80	1,00
R	10,0	17,0	49,4	84,0	99,7

La ley de potencias ($x = aR^b$) debe ser adecuada para ajustar los datos de calibración. Derive la ecuación que relaciona a x y R y después calcule la velocidad de flujo molar de aire necesaria para una velocidad de alimentación de combustible de 175 kg mol / h, suponiendo que el CO y el H_2 se oxidan pero el N_2 no.
Respuestas: $x = 0,0025025\ R^{1,30167}$; 250 kg mol / h.

2.7.20 Se mezclan piritas de baja calidad conteniendo 32% de S con azufre puro, en proporción de 10 lb de S por cada 100 lb de piritas, para lograr que la mezcla se queme fácilmente, formando un gas de combustión cuyo análisis Orsat es: 13,4% SO_2, 2,7 O_2 y 83,9% N_2. En las cenizas residuales no queda azufre. Calcúlese el porcentaje de azufre quemado que se transforma en SO_3 (el análisis Orsat no detecta SO_3).
Respuesta: 9,04%.

2.7.21 Se queman piritas de hierro, FeS_2, con aire seco, oxidando el hierro a Fe_2O_3. El dióxido de azufre que se forma se oxida posteriormente a trióxido de azufre. El oxígeno suministrado está

en 40% de exceso respecto al necesario para que todo el azufre que *realmente* se quema, fuese oxidado a trióxido de azufre. De las piritas cargadas, se pierde el 15% por caerse por la parrilla con la escoria y no se quema.

(a) Calcúlese la masa de aire utilizada por 100 lb de piritas cargadas.

(b) En el quemador y en un convertidor conectado a él, el 40% del azufre quemado se convierte en SO_3. Calcúlese la composición, en masa, de los gases que salen del convertidor.

Respuestas: (a) 511,4 lb; (b) 8,42% SO_3; 10,08% SO_2; 8,82% O_2 y 72,68% N_2.

2.7.22 Se dispone de unas piritas con 80% en masa de FeS_2 y 20% de inertes. Este material se quema con aire suministrado en 30% de exceso, basándose en la conversión total a SO_3. El residuo de la combustión no contiene azufre. El gas resultante del quemador, que no contiene SO_3, se pasa a un convertidor donde el 95% del SO_2 se convierte a SO_3. El gas resultante del convertidor se pasa a un absorbedor donde todo el SO_3 se absorbe por medio de ácido sulfúrico del 80% en masa para dar ácido sulfúrico del 98% en masa.

(a) Calcúlense las libras de ácido sulfúrico del 98% producido por día si cada hora se tratan 100 lb de piritas.

(b) Calcúlese el análisis del gas saliente del convertidor.

Respuestas: (a) 239,56 lb; (b) 21,4% SO_3; 0,9% SO_2; 5,3% O_2 y 72,4% N_2.

CAPÍTULO 3

REPASO DE TERMODINÁMICA

CAPÍTULO 3: REPASO DE TERMODINÁMICA

3.1 CONCEPTOS BÁSICOS DE TERMODINÁMICA:

La *termodinámica* estudia las transformaciones de la energía.
Un *sistema termodinámico* se define como una parte del espacio que se somete a algún estudio, consistiendo generalmente en una cantidad dada de una o varias sustancias y que la limita una superficie que puede ser real o imaginaria. La región externa al sistema que interactúa con él se denomina *entorno* del sistema. El sistema termodinámico puede ser homogéneo (constituido por una fase) o heterogéneo (formado por dos o más fases) e interactúa con su entorno a través del intercambio de materia y / o energía.

La relación que tiene el sistema con su entorno, determina una forma de clasificar los sistemas:

Sistemas abiertos: Aquellos que intercambian materia y energía con su entorno.
Sistemas cerrados: Aquellos que intercambian energía pero no materia con su entorno.
Sistemas aislados: Aquellos que no intercambian ni materia ni energía con su entorno.

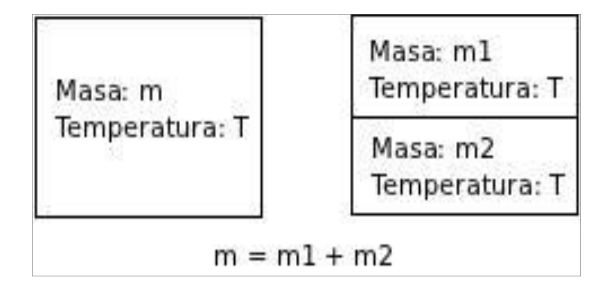
Una olla a presión tapada y con agua, teniendo como límite su superficie externa, es un sistema aislado. Si la olla a presión se somete a calentamiento en una estufa, se comporta inicialmente como un sistema cerrado. Cuando la olla "pita" debido al flujo de vapor, es un sistema abierto.

No se pueden considerar sistemas que intercambian materia pero no energía con sus alrededores, porque la materia contiene energía.

Un sistema termodinámico se caracteriza por un número de propiedades observables llamadas *propiedades termodinámicas* o *variables termodinámicas* del sistema. Los valores de estas

variables definen el **estado termodinámico del sistema**, y por esto a dichas variables se les conoce también con el nombre de variables de estado. Si un sistema está en un estado dado y cambia el valor de por lo menos una de sus variables termodinámicas, el estado del sistema ha cambiado.

Una manera de clasificar las variables de estado es como *variables extensivas* y *variables intensivas*. Las extensivas son aquellas cuyos valores dependen de la masa y son proporcionales a ella, por ejemplo, el volumen o la masa. Las intensivas son aquellas cuyos valores no dependen de la masa, por ejemplo, la presión o la densidad. Dentro de las variables intensivas se consideran también las *magnitudes específicas y molares*, es decir, magnitudes extensivas referidas a la unidad de masa o al mol, respectivamente: el volumen es una propiedad extensiva pero el volumen por unidad de masa o volumen específico es propiedad intensiva. El valor total de una propiedad extensiva es igual a la suma de los valores de esta propiedad en cada una de las partes en que se divida el sistema, mientras que el valor total de una propiedad intensiva es el mismo para cada una de las partes: Si un sistema se divide imaginariamente en dos partes, la masa total del sistema es igual a la suma de las masas de cada una de las partes, pero la temperatura en cada parte es igual:



Las propiedades son independientes una de otra cuando el sistema puede realizar un cambio de estado de tal manera que una de ellas varíe mientras la otra permanece constante. Durante el cambio de fase de una sustancia pura, la presión y la temperatura permanecen constantes, siendo dependientes, mientras que el volumen sí cambia y puede formar con la presión o con la temperatura una pareja de propiedades con la que se puede definir el sistema.

3.2 TEMPERATURA

La temperatura es la magnitud del estado térmico de un sistema y está relacionada con la energía cinética de las partículas (moleculares o atómicas) componentes del sistema. Considerando que el calor es una forma de energía originada por el movimiento de las partículas del sistema, se puede decir que la temperatura mide la intensidad del calor.

El equilibrio térmico entre dos sistemas se da cuando estos se encuentran a la misma temperatura. La **ley cero** de la termodinámica indica que "dos sistemas en equilibrio con un tercero están en equilibrio térmico entre sí". Esta ley es la base para las mediciones de la temperatura.

La temperatura se mide en un aparato llamado termómetro el cual es construido empleando una propiedad fuertemente dependiente de la temperatura (dilatación de un líquido, dilatación experimentada por dos metales pegados de diferente coeficiente de dilatación térmica, variación de la resistencia eléctrica, radiación térmica, etc) y utiliza una escala, la cual inicialmente se eligió teniendo en cuenta dos puntos fijos (punto de hielo y punto de vapor) pero que actualmente se basa en el punto triple del agua. El punto de hielo es la temperatura a la cual se encuentran en equilibrio, a 1 atm, hielo y agua líquida. El punto de vapor es la temperatura a la cual están en equilibrio, a 1 atm, agua líquida y vapor. Las dos principales escalas son:

ESCALA CELSIUS: Punto de hielo 0° C; punto de vapor: 100°C.
ESCALA FAHRENHEIT: Punto de hielo: 32° F; punto de vapor: 212° F.

Se observa que el tamaño del grado Celsius es mayor que el tamaño del grado Fahrenheit porque en el mismo intervalo (punto de hielo - punto de vapor) hay menor cantidad de grados Celsius.

La temperatura es una medida de la energía cinética de las partículas del sistema. Como no tiene sentido un valor negativo de esta energía, las temperaturas no deben ser negativas. Esto hace necesario establecer escalas absolutas de temperatura, las cuales son:

ESCALA KELVIN: K = °C + 273,15
ESCALA RANKINE: °R = °F + 459,69

Observando lo anterior, se puede deducir que la temperatura mínima es 0 K, o sea, -273,16 °C.

Nótese que el tamaño del grado es igual en las escalas Kelvin y Celsius y en las escalas Fahrenheit y Rankine.

Para convertir una temperatura expresada en grados Celsius a grados Fahrenheit, se usa la siguiente relación: °F = (°C) * 1,8 + 32

3.3 ENERGÍA, CALOR Y TRABAJO:

La **energía** se define como la capacidad que tiene un sistema para producir trabajo.

Para los balances energéticos se consideran dos tipos de energía: (a) La energía almacenada en un sistema: Energía cinética, energía potencial, energía interna, energía química, (b) La energía en tránsito entre el sistema y su entorno: calor y trabajo, siendo éstas las formas mediante las cuales un sistema puede intercambiar energía con su entorno o con otros sistemas.

ENERGÍA POTENCIAL: Es debida a la posición que guarda un cuerpo sobre el nivel de referencia. Para elevar un cuerpo o una masa de fluido en un campo gravitatorio es preciso realizar un trabajo contra las fuerzas del campo, trabajo que queda almacenado en el cuerpo en forma de energía potencial.
EP = m*g*z [kg*m/s^2*m] = [Julio].

ENERGÍA CINÉTICA: Es la energía que tiene un cuerpo en movimiento.
EC = m*v^2/2 [kg*m^2/s^2] = [Julio].

ENERGÍA INTERNA: Está relacionada con los constituyentes del sistema y es la suma de la energía cinética debido al movimiento de traslación de las moléculas, la energía cinética debida a

la rotación de las moléculas, la energía cinética debida a la vibración de los átomos pertenecientes a la molécula y la energía potencial debida a las fuerzas intermoleculares.

U = U ct + U cr + U cv + U p

ENERGÍA QUÍMICA: Es la energía que almacenan las sustancias químicas, y que se libera o se absorbe cuando sucede una reacción química.

TRABAJO: Se define, en mecánica, como la aplicación de una fuerza a través de una distancia.

W = F*d = m*a*d [(kg*m/s^2)*m] = [N*m] = [Julio]

Otras unidades usadas para el trabajo son:

1 kg*m = 9,81 julios

1 pie*lb = 1,3569 julios = 0,1383 kg*m.

El **trabajo de frontera o trabajo de expansión (o compresión)** es aquel que se realiza en un sistema cerrado de volumen variable. Considérese un dispositivo cilindro - pistón conteniendo un gas que se expande. Si A es el área de la superficie del pistón y p la presión que ejerce el gas sobre dicha superficie, la fuerza que ejerce el gas es el producto p*A, y entonces, el trabajo hecho por el sistema cuando el pistón se desplaza una distancia dx es:

δ W = p*A*dx.

Como el producto A*dx equivale al cambio en el volumen del sistema, se tiene:

δ W = p*dV.

y el trabajo total entre los estados 1 y 2 viene dado por:

$W = \int_1^2 p*dV$

Esta integral depende de cuál sea la evolución de la presión p durante la expansión del gas y, entonces, el trabajo es una función de proceso.

Si el proceso es una expansión el trabajo es positivo pues dV es positivo en este caso y el trabajo es realizado por el sistema. Si el proceso es una compresión el trabajo es negativo ya que dV es negativo y es realizado sobre el sistema.

Este trabajo tiene su aplicación en sistemas cerrados como por ejemplo, la compresión o expansión de un gas o de un líquido, el alargamiento de una barra sólida y la deformación de una película de líquido

El **trabajo de flujo** es el trabajo necesario para hacer que un fluido circule a través de un equipo de proceso. Se aplica en sistemas abiertos (o volúmenes de control). En estos sistemas no se pueden olvidar los otros trabajos que pueden estar presentes como el debido al desplazamiento de frontera del sistema (expansión o compresión), el debido a efectos eléctricos o magnéticos y el debido a ejes que rotan.

Como el flujo másico del fluido es constante, al aplicar la ecuación de continuidad (conservación del flujo másico):

$m/\theta = \rho_E * A_E * (vel)_E = \rho_S * A_S * (vel)_S$

Donde el subíndice E significa “entra”, el subíndice S significa “sale” y el término vel quiere decir “velocidad”.

Se obtiene entonces que $m/(\theta * \rho) = A * vel$.

Ahora, el trabajo realizado por unidad de tiempo para un flujo másico (o trabajo de flujo) puede expresarse como el producto de una fuerza por la velocidad de la masa que fluye (realícese el análisis de unidades):

$W/\theta = F * vel = p * A * vel = p * m/(\theta * \rho) = p * v * m/\theta$, donde v es el inverso de la densidad, es decir, el volumen específico.

La diferencia del trabajo de flujo entre la salida y la entrada de la masa fluyente se expresa, entonces, así:

$\Delta(W/\theta) = p_S * A_S * m_S/\theta - p_E * A_E * m_E/\theta$

CALOR: Es un mecanismo de intercambio de energía entre diferentes cuerpos o diferentes zonas de un mismo cuerpo que se encuentran a distintas temperaturas. Este mecanismo está asociado al movimiento microscópico de los constituyentes del sistema, o sea, la energía que se intercambia en forma de calor proviene de la energía cinética de agitación molecular. Cuando dos sistemas se ponen en contacto térmico, las moléculas del que se encuentra a temperatura más alta ceden parte de su energía cinética a las moléculas del otro a través de colisiones. El flujo de calor es una transferencia de energía que se lleva a cabo como consecuencia de las diferencias de temperatura.

La energía que puede intercambiar un cuerpo con otro o con su entorno depende del tipo de transformación que se lleva a cabo, es decir, depende del proceso o del camino seguido para lograr el intercambio.

El criterio de signos empleado para el calor es: Un calor aportado al sistema es positivo y un calor cedido por el sistema es negativo.

La adición de calor a un sistema aumenta la energía de un sistema, generalmente la energía interna.

La unidad de medida de calor en el Sistema Internacional de unidades es la misma que la de la energía y del trabajo: el **Julio**. Otra unidad utilizada es la **caloría**, la cual se define como la cantidad de energía que hay que suministrar a un gramo de agua para elevar su temperatura de 14,5° C a 15,5° C. La **unidad térmica británica (BTU)** es la unidad calor en el sistema inglés de unidades y se define como la cantidad de calor que se debe agregar a una libra de agua para aumentar su temperatura de 63°F a 64° F. Equivale a 252 cal. Los experimentos de Joule demostraron lo siguiente:

1 BTU = 778 lb-pie

1 Kcal = 4185 julios = 426,6 kgm.

Algunas de estas formas de energía son **funciones de estado** mientras que otras son **funciones de trayectoria**. Una función de estado es aquella cuyo resultado es independiente de la ruta seguida por el proceso dependiendo únicamente de los estados inicial y final del mismo. Una función de trayectoria es aquella cuyo resultado depende de la ruta del proceso.

POTENCIA: El trabajo realizado en la unidad de tiempo recibe el nombre de potencia. La unidad de potencia más usada es el vatio o el HP (Horse power, en el sistema inglés de unidades).

$P = W / \theta$

PROCESOS: Si una o más de las variables que determinan el estado de una sustancia cambian, ha ocurrido un proceso. En general, los procesos reales producen cambios en casi todas las propiedades. Pero hay ciertos procesos en los que unas variables permanecen constantes: Si un proceso ocurre sin cambio de presión, se dice que es *isobárico*; si el volumen permanece constante, *isocórico*; si es la temperatura la que no cambia, *isotérmico*, y si no cambia el contenido de energía, *isoentálpico*.

Cuando un fluido pasa a través de una serie de procesos y retorna a su estado inicial, se dice que se ha efectuado un ciclo. A los procesos no cíclicos se los llama procesos abiertos.

Cuando en el proceso no hay intercambio de calor se denomina proceso *adiabático*.

3.4 EJERCICIOS

3.4.1 Una bola de 100 lb_m se deja caer del extremo superior de una escalera de 15 pies de altura, y choca contra el suelo. Con referencia al suelo, determine:

(a) ¿Cuáles son la energía cinética y la energía potencial iniciales de la bola, en pies*lb_f?

(b) ¿Cuáles son la energía cinética y la energía potencial finales de la bola?

(c) ¿Cuáles son los cambios de energía cinética y de energía potencial para el proceso?

(d) Si toda la energía potencial inicial de la bola se transforma en calor, ¿a cuántos BTU equivaldría?

(a) $EC = m*v^2/2 = 100\ lb_m*(0\ pie/s)^2/2 = 0$

$EP = m*g*z = 100\ lb_m*32{,}2\ pie/s^2*15\ pie/32{,}174\ pie*s^{-2}*lb_m*lb_f = 1500\ lb_f*pie.$

(b) $EC = m*v^2/2 = 100\ lb_m*(0\ pie/s^2) = 0$

EP = m*g*z = 0, porque z = 0.

(c) $\Delta EC = 0$; $\Delta EP = 0 – 1500\ lb_f*pie = -1500\ lb_f*pie.$

(d) $Q = 1500\ lb_f*pie*1{,}285x10^{-3}\ BTU*lb_f^{-1}*pie^{-1} = 1{,}9275\ BTU.$

3.4.2 Un gas ideal a 1 atm y 100° C se lleva a través de un proceso en donde el volumen se expande de 25 L a 80 L. Durante este proceso la presión varía como el inverso cuadrado del volumen, $P = 0{,}5aV^{-2}$

(a) Determine la constante a en unidades del SI.

(b) Encuentre la temperatura y presión final.

(c) Determine una expresión general para el trabajo realizado por el gas durante este proceso.

(d) En particular, calcule, en julios, el trabajo realizado por el gas en el proceso.

(a) n = (1 atm * 25 L)/(0,08206 L*atm*K^{-1}* $gmol^{-1}$*373 K) = 0,817 gmol.

P = 0,5aV^{-2}; a =P/(0,5V^{-2}) = 2PV^2 ; a = (2)(1 atm)(25 L) = 1250 atm*L^2

a = 1250 atm*L^2*(101325 Pa/1 atm)*[(1m^3)^2/(1000 L)^2 = 126,656 Pa*m^6

(b) P = 0,5(126,656 Pa*m^6)(0,08 m^3)$^{-2}$ = 9895 Pa(1 atm/101325 Pa) = 0,0977 atm.

T = (0,0977 atm)(80 L)(gmol)(K)/(0,817 gmol*0,08206 L*atm) = 116,6 K.

(c) W = $\int$ p*dV = $\int$(0,5aV-2dV) = 0,5a $\int$V-2dV = 0,5a*$[1/V]_{V1}^{V2}$

W = 0,5a[1/V_1 - 1/V_2)

(d) W = 0,5(126,656 Pa*m^6)($0{,}025^{-1}m^{-3}$ - $0{,}08^{-1}m^{-3}$)

W = 0,5 (126,656 Pa*m^6)(27,5 m^{-3}) = 1741,52 Pa*m^3 = 1741,52 J.

3.4.3 Un salto de agua que cae desde una cierta altura con un caudal de 125 m^3 por minuto proporciona una potencia de 612,5 kW. ¿Desde qué altura cae el agua?

Potencia = 612500 W = 612500 J/s

W = (612500 J/s) (60 s) = 36750000 J

W = F*z = m*g*z.

Tomando la densidad del agua como 1 kg/L, se tiene: m = 125000 kg.

Entonces: 36750000 kg*m^2/s^2 = (125000 kg)(9,81 m/s^2)z.

De donde: z = 29,97 m.

3.4.4 Una bomba eleva 125 m^3 de agua hasta una altura de 25 m en media hora. ¿Qué potencia desarrolla la bomba? Si la bomba lleva una indicación de 20 kw, ¿qué rendimiento ha tenido?

Tomando la densidad del agua como 1 kg/L, se tiene: m = 125000 kg.

W = F*z = m*g*z = (125000 kg)(9,81 m/s^2)(25 m) = 30656250 J

Potencia = (30656250 J/30 min)(1 min/60 s) = 17031 W = 17,031 kW

Rendimiento = (17,031 kW/ 2 kW)(100) = 85,2%.

3.4.5 Una bomba de 5 C.V. con una eficiencia del 45% se usa para bombear 500 gal/h de agua. ¿Qué trabajo se le transmite al sistema?

P = 5 C.V.*0,45 = 2.25 C.V. → P = 2.25 C.V.*1 kW/1.359 C.V. → P = 1.656 kW
→ W = P*θ → W = 1.656 kW*1 h/500 gal = 0,003312 kW*h/gal
→ W = 0,003312 kW*h*1gal*1L/gal*3,785 L*1 kg → W = 8, 75 $*10^{-4}$ kW*h/kg

3.4.6 Un tren de 120 toneladas recorre una rampa de 3500 m de longitud y de 1 por 100 de pendiente, durante veinte minutos. Despreciando las pérdidas por fricción, calcule la potencia.

P = W / θ ; W = m*g*d ; d = 3500 m*cos α ; α = $\tan^{-1}$(0,01)
→ α = 0,573 → d = 3500 m*0,999 → d = 3499,83 m.
→ W = 120000 kg*9,81 m/s^2*3499,83 m = 4,12*10^9 N*m
→ P = 4,12*10^9 N*m/20*60 s = 3433333,3 J/s = 3433333,3 W = 3433,3 kW

3.5 PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA:

El primer principio de la termodinámica, conocido también como el principio de conservación de la energía, se expresa así: *La energía no se crea ni se destruye, solamente se transforma y se transmite*.

Para la formulación matemática de la primera ley de la termodinámica se debe distinguir entre sistemas cerrados y sistemas abiertos.

3.5.1 SISTEMAS CERRADOS:

Como en los sistemas cerrados no hay transferencia de masa, solo pueden intercambiar con su entorno energía en forma de calor y trabajo, o sea, en este caso no hay trabajo de flujo. Estos

intercambios de energía se traducen en una variación de la energía interna del sistema (en los sistemas cerrados no se almacena ni energía cinética ni energía potencial). Para un sistema cerrado se tiene:

$\Delta U = Q - W$

Como no hay trabajo de flujo W se refiere solo a trabajo de frontera:

$\Delta U = Q - \int_1^2 p{*}dV \rightarrow Q = \Delta U + \int_1^2 p{*}dV$

Se llama **entalpía** de un sistema a la cantidad H = U + p*V.

La forma diferencial de esta ecuación es: dH = dU + d(PV). La integración de esta ecuación proporciona el siguiente resultado: ΔH = ΔU + Δ(PV)

La entalpía es una función de estado de gran importancia práctica y expresa el calor liberado o absorbido durante un proceso, a presión constante.

Diferenciando la expresión de entalpía y sustituyendo en la expresión de la primera ley de la termodinámica se obtiene:

$\delta Q = dH - V{*}dp$

Aplicando el primer principio de la termodinámica a algunos procesos especiales se tiene:

Proceso isobárico: W = p*ΔV y por tanto: ΔU = Q – p*ΔV.

Proceso isocórico: Como no hay variación de volumen, W = 0 y entonces: ΔU = Q.

Proceso isotérmico: Si se considera que U sólo depende de la temperatura, se tiene que ΔU = 0 y entonces: Q = W.

Proceso adiabático: Como Q = 0 se tiene: ΔU = -W.

Proceso cíclico: Como la energía interna es función de estado, ΔU = 0 y por eso Q = W.

3.5.2 SISTEMAS ABIERTOS:

Estos sistemas intercambian energía no sólo en forma de calor y trabajo, sino también en forma de flujo para que entre y salga masa del sistema, y pueden almacenar energía en diversas formas. Por ello, en la formulación matemática de la primera ley de la termodinámica además de los términos empleados para sistemas cerrados, deben considerarse los siguientes:

Trabajo de flujo: $W_f = \Delta(pV)$.

Incremento de energía cinética: $\Delta E_C = \Delta (v^2 / 2)$.

Incremento de energía potencial: $\Delta E_P = \Delta (g*z)$.

Entonces:
$\Delta (U + v^2 / 2 + g*z) = Q – W_S - W_f$.

Donde se agrupan en el miembro izquierdo los términos de almacenamiento de energía y en el miembro derecho los términos de energía en tránsito, desdoblando el trabajo total en el trabajo útil W_S y el trabajo de flujo W_f ($W = W_S + W_f$).

Considerando la expresión de trabajo de flujo se puede introducir bajo el signo incremental:
$\Delta (U + p*V + v^2 / 2 + g*z) = Q – W_S$.
Recordando la definición de entalpía se obtiene: $\Delta (H + v^2 / 2 + g*z) = Q – W_S$

Esta ecuación es la expresión de la primera ley de la termodinámica para sistemas abiertos.

3.6 CAPACIDAD CALORÍFICA:

Si se dispone de la misma cantidad de varias sustancias y se desea elevar la temperatura de ellas en la misma cantidad, se encuentra que la cantidad de energía requerida por cada sustancia es diferente. Este hecho se debe a la **capacidad calorífica** de cada sustancia, la cual es una propiedad que indica la mayor o menor dificultad que tiene la sustancia para experimentar cambios de temperatura bajo el suministro de calor.

La capacidad calorífica de un cuerpo es el cociente entre la cantidad de energía transferida al cuerpo o sistema y el cambio de temperatura que experimenta. Una expresión para la capacidad calorífica a presión constante, C_P, se obtiene al considerar un proceso de expansión o compresión a presión constante: $C_P = (\partial H/\partial T)_P$.

Si ΔH representa el cambio de entalpía específica cuando hay un cambio ΔT de temperatura a presión constante, la capacidad calorífica a presión constante es el valor límite de la relación $\Delta H/\Delta T$ cuando ΔT tienda a cero. Entonces:

$C_P = dH/dT$, ecuación que al integrarla queda así: $\Delta H = \int C_P{*}dT$, siendo los límites de esta integral las temperaturas inicial y final.

3.7 EJERCICIOS

3.7.1 Se comprime helio en un cilindro equipado con un pistón y una chaqueta de enfriamiento. El helio se comprime desde un volumen inicial de 1 m^3 a 1 atm y 70° C hasta uno final de 0,1 m^3 y 70° C. La chaqueta elimina todo el calor resultante de la compresión del helio. Calcule el calor eliminado si la temperatura permanece constante.

Sistema: cerrado.

$\Delta U = Q - W$; pero $\Delta U = 0 \rightarrow Q = W$

Para un gas ideal: $P = n{*}R{*}T/V \rightarrow W = \int_{V1}^{V2}(n{*}R{*}T/V){*}dV \rightarrow W = n{*}R{*}T{*}\ln(V_2/V_1)$

Como n, R y T son iguales en los estados inicial y final, se puede calcular n*R*T así:

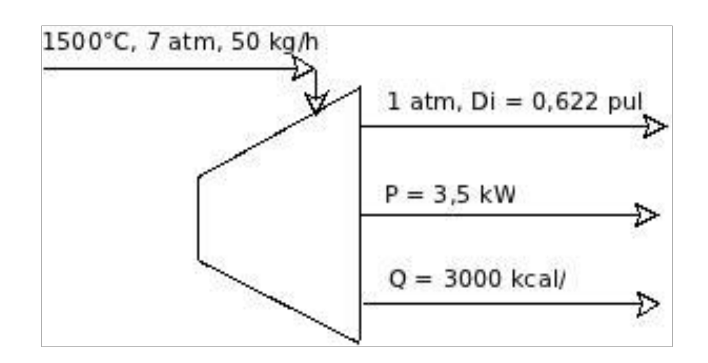
n*R*T = 1 atm*1000L = 1000 atm*L

$\rightarrow$ W = 1000 atm*L*ln (1 m^3/0,1 m^3) = - 2302,58 atm*L

El signo negativo se debe a que el trabajo es hecho sobre el sistema.

$\rightarrow$ Q = -2302,58 atm*L*0,0242 kcal/1 atm*L = -55,72 kcal.

3.7.2 Se tiene nitrógeno a una temperatura de 1500° C y 7 atm y éste se expande a través de una turbina hasta una presión de 1 atm. La turbina se diseña de manera tal que los gases salen con gran velocidad. Cuando el flujo de gases es de 50 kg/h la turbina produce 3,5 kW. Las pérdidas de calor en la turbina son de 3000 kcal/h. La tubería que llega a la turbina tiene un diámetro interno de 0,622 pulgadas. La capacidad calorífica de los gases se puede considerar constante e igual a 0,24 kcal/(kg*°C). ¿Cuál es la temperatura y velocidad (en m/s) del gas saliente si la tubería de salida es igual a la de entrada?



Sistema: abierto.

Δ (H + v^2 / 2 + g*z) = Q – W_S pero Δg*z = 0 (Energía potencial despreciable).

En la ecuación anterior debe incluirse el flujo másico 50 kg/h el cual se representa con la letra L y tiene el mismo valor a la entrada y a la salida. También debe introducirse el factor de conversión g_C para obtener la homogeneidad en las unidades (g_C = 1 kg*m/(s^2*N)):

→ $\Delta(v^2/2*g_C) + \Delta H = (Q – W)/L$

→ $v_2^2/(2*g_C) – v_1^2/(2*g_C) + \Delta H = (Q – W)/L$ Ecuación (1)

Ahora: $L = A_1*v_1*\rho_1 = A_2*v_2*\rho_2$

→ $v_2/v_1 = (A_1*\rho_1)/(A_2*\rho_2)$ → $v_2 = (\rho_1/\rho_2)*v_1$

Ahora: ρ_1 = (P*M)/R*T = (7 atm*28 g*K*mol)/(mol*0.08206*L*atm*1773*K) = 1,347 g/L = 1,347 kg/m^3

Y: ρ_2 = (1 atm*28*g*K*mol)/(mol*0,08206*L*atm*T_2) = 341,2*g*K/(T_2*L) = 341,2*kg*K/(T_2*m^3)

→ reemplazando: $v_2 = 0{,}00395*T_2*K^{-1}*v_1$

$A_1 = \pi*D^2/4 = \pi*(0{,}622 \text{ pul})^2/4 = 0{,}3039 \text{ pul}^2*(0{,}0254 \text{ m})^2/1 \text{ pul}^2 = 0{,}000196 \text{ m}^2$

→ $v_1 = 50 \text{ kg}*h^{-1}/(0{,}000196 \text{ m}^2*1{,}347 \text{ kg}*m^{-3}) = 189385{,}3 \text{ m/h} = 52{,}6 \text{ m/s}$

→ $v_2 = 0{,}00395*T_2*52{,}6*m*s^{-1}*K^{-1} = 0{,}208*T_2*m*s^{-1}*K^{-1}$

$\Delta H = c_P*\Delta T$ = 0,24 kcal/(kg*K)*(T_2 – 1773 K) = 0,24 kcal/(kg*K) – 425,52 kcal/kg

$Q = - 3000\ kcal*h^{-1} \rightarrow Q/L = - 3000\ kcal*h^{-1}*(1\ h/50\ kg) = - 60\ kcal/kg$

$W/L = 3,5\ kW*(1000\ W/1\ kW)*(1\ J*s^{-1}/1\ W)*(3600\ s/50\ kg)*(1\ kcal/4185\ J) = 60,22\ kcal/kg$

Reemplazando los valores de v_2, v_1, ΔH, Q/L y W/L en la ecuación (1) se obtiene la siguiente ecuación de segundo grado:

$5,173*10^{-6}*T_2^2\ kcal/(kg*K^2) + 0,24*T_2\ kcal/kg - 305,63\ kcal/kg = 0$

Si T_2 está dado en Kelvin, las unidades son homogéneas. Entonces puede resolverse la ecuación $5,173*10^{-6}*T_2^2 + 0,24*T_2 - 305,63 = 0$ para encontrar el valor de T_2. Resolviendo se tiene:

$T_2 = 1239,5\ K$
Y reemplazando este valor en la ecuación de v_2 se obtiene: $v_2 = 257,82\ m/s$.
Respuestas: 1239,5 K y 257,82 m/s.

3.7.3 Una bomba de 5 kW eleva agua hasta una altura de 25 m sobre la superficie de un lago. La temperatura del agua se incrementa en 0,1° C. Despreciando cualquier cambio en la EC, determine la tasa de flujo másico.

Sistema: Abierto.
$\Delta z*g/g_C + \Delta H = (Q – W)/L$

En esta ecuación $\Delta H = c_P*\Delta T$ y Q = 0
Reemplazando los valores conocidos:

$L*(25\ m*9,81\ m*s^2*N/(1\ kg*m*s^2)) + L*(1\ kcal/(kg*°C))*0,1°\ C = -5\ kJ/s$
$\rightarrow 245,25*L\ J/kg + 0,1\ kcal/kg*4,184\ J/cal*1000\ cal/kcal*L = - 5000\ J/s$
$245,25*L\ J/kg + 418,4*L\ J/kg = - 5000\ J/s$
$\rightarrow L = 7,53\ kg/s$

3.8 ECUACIÓN DE BERNOULLI:

Se aplica para un líquido incompresible que entra y sale de un sistema en estado estacionario. Considérese un sistema de este tipo y sea V el volumen específico del líquido. Si V se sustituye por 1/ρ, donde ρ es la densidad del líquido, entonces el balance de energía para el sistema abierto, $\Delta (U + p*V + v^2 / 2 + g*z) = Q – W_S$.
puede escribirse así:

$\Delta U + \Delta p/\rho + \Delta v^2/2 + g\Delta z = Q – W_S$

donde U, Q y W_S son magnitudes específicas. La anterior expresión puede reorganizarse de la siguiente manera:

$\Delta p/\rho + \Delta v^2/2 + g\Delta z + (\Delta U - Q) = - W_S$. (U, Q y W_S son magnitudes específicas)…

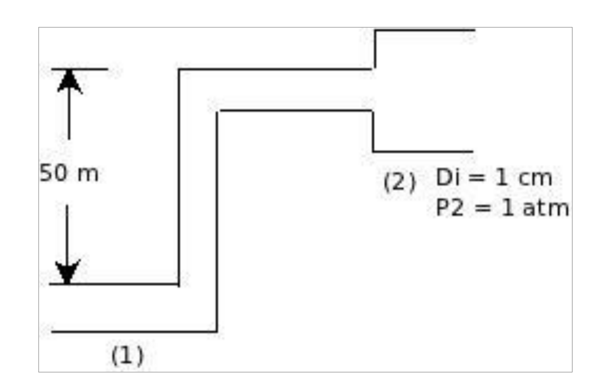
En muchos casos no se transfiere calor hacia o desde los alrededores (Q = 0), no cambia la temperatura entre la entrada y la salida, no hay cambio de fase ni reacción (U = 0) y no se realiza trabajo de frontera (W_S = 0). En estos casos la ecuación se reduce a:

$\Delta p/\rho + \Delta v^2/2 + g\Delta z = 0$.

Esta ecuación se llama ecuación de *Bernoulli*.

3.9 EJERCICIOS:

3.9.1 El agua fluye a través del sistema que aparece abajo a razón de 20 L/min. Calcule la presión requerida en el punto 1.



v_1 = (20 L/min)*(1m^3/1000 L)*(10000 cm^2/m^2)*(1 min/60 s)/π*(0,25)^2 cm^2 = 17 m/s.

v_2 = (20 L/min)*(1m^3/1000 L)*(10000 cm^2/m^2)*(1 min/60 s)/π*(0,50)^2 cm^2 = 4.24 m/s.

→ $\Delta v^2 = (4{,}24^2 - 17{,}0^2)$ m^2/s^2 = - 271,0 m^2/s^2

$\Delta p/\rho + \Delta v^2/2 + g\Delta z = 0$.

$\Delta p = p_2 - p_1$; ρ = 1000 kg/m^3; Δv^2 = - 271,0 m^2/s^2; g = 9,81 m/s^2; Δz = 50 m.

Reemplazando y convirtiendo unidades:

$(p_2 - p_1)$/1000 kg/m^3 – 135,5 N*m/kg + 490 N*m/kg = 0

Como p_2 = 1 atm = 101325 N/m^2 → p_1 = 456000 N/m^2 = 456000 Pa

3.9.2 Una solución acuosa con densidad 1,12 g/mL fluye por un canal con corte transversal variable. A continuación se muestran los datos tomados en dos posiciones axiales del canal:

	Punto 1	Punto 2
P manométrica	1,5*10^5 Pa	9,77*10^4 Pa
U	5,00 m/s	?

El punto 2 está 6,00 m más arriba que el 1.

(a) Calcule la velocidad en el punto 2.

(b) Si el diámetro de la tubería en el punto 2 es 6,00 cm, ¿cuál es su diámetro en el punto 1?

(a) $\Delta p/\rho + \Delta v^2/2 + g\Delta z = 0$.

$\Delta p = p_2 - p_1$ = (9,77*10^4 – 1,5*10^5) N/m^2 = - 52300 kg/(m*s^2)

→ $\Delta p/\rho$ = - 52300 kg/(m*s^2)/1120 kg/m^3 = - 46,7 m^2/s^2

$g*\Delta z = (9,81\ m/s^2)*6\ m = 58,86\ m^2/s^2$

$\rightarrow \Delta v^2/2 = 46,7\ m^2/s^2 - 58,86\ m^2/s^2 = -12,16\ m^2/s^2 \rightarrow \Delta v^2 = -24,32\ m^2/s^2$

$\rightarrow v_2^2 - (5\ m/s)^2 = -24,32\ m^2/s^2 \rightarrow v_2^2 = (25 - 24,32)\ m^2/s^2 \rightarrow v_2 = 0,825\ m/s.$

(b) $L = (0,825\ m/s)*(1120\ kg/m^3)*\pi*36\ cm^2*1\ m^2/10000\ cm^2 \rightarrow L = 3,33\ kg/s.$

$\rightarrow D_1 = (3,33\ kg/s)/(5\ m/s)*(1120\ kg/m^3)*\pi = 0,00019\ m^2$

$\rightarrow D_1 = (0,00019\ m^2)*(10000\ cm^2/m^2) = 1,9\ cm^2$

3.10 TABLAS DE PROPIEDADES TERMODINÁMICAS DE VAPORES:

El agua líquida puede pasar a vapor de agua mediante un proceso de calentamiento a presión constante. Si se dispone de agua a 1 atm de presión y 20° C, dentro de un cilindro provisto de un émbolo libre sin rozamiento que garantice la presión constante, se tiene *líquido subenfriado*. Al suministrársele calor al sistema se produce un aumento en la temperatura del líquido hasta alcanzar la temperatura de cambio de fase o temperatura de *saturación* que para 1 atm de presión corresponde a 100° C y, en ese momento, se tiene *líquido saturado*. Comienza el cambio de fase y el líquido se va convirtiendo en vapor a medida que se adiciona calor hasta cuando todo el líquido se vaporiza, obteniéndose *vapor saturado*. El proceso de cambio de fase sucede a temperatura constante. En un cambio de fase el estado del sistema tiene un grado de libertad, o sea, sólo depende de una variable termodinámica: determinada la temperatura de cambio de fase (temperatura de saturación) la presión (de saturación) queda fijada para una sustancia dada y a la inversa. De ahí en adelante cualquier aporte de calor produce un aumento de la temperatura del vapor, obteniéndose un *vapor sobrecalentado*.

El calor aportado es la suma de los calores suministrados en cada una de las tres etapas descritas: como es un proceso a presión constante, los calores entregados al líquido subenfriado y al vapor sobrecalentado se calculan empleando el concepto de calor específico a presión constante y el calor absorbido en el cambio de fase se caracteriza por la propiedad denominada *calor latente* y

mientras se absorbe ese calor tanto la presión como la temperatura permanecen constantes. Entonces, el calor aportado es:

$Q = m*c_{p\,líq}*\Delta T_{líq} + m*\lambda_{vap} + m*c_{p\,vap}*\Delta T_{vap}$

Dado que en el proceso de cambio de fase se mantienen constantes la temperatura y la presión, resulta útil definir una variable que determine el estado del sistema en un punto intermedio del cambio de fase. La variable más utilizada para ello es el *título o calidad del vapor (x)*, definido como la relación entre la masa de vapor y la masa total del sistema en cambio de fase. Una propiedad menos usada es el *grado de humedad del vapor (y)* que es la relación entre la masa del líquido y la masa total del sistema formado por una mezcla líquido – vapor en equilibrio.

$x = m_V / m = m_V / (m_V + m_L)$

$y = m_L / m = m_L /(m_V + m_L)$

$x + y = 1$

Con el título del vapor y la presión o temperatura de saturación queda completamente determinado el estado de un sistema dentro de la zona de cambio de fase. El valor de cualquier magnitud para un vapor húmedo se puede poner en función del título y del valor correspondiente a los estados de líquido y de vapor saturado. Por ejemplo, para el volumen específico se obtiene la siguiente relación:

$v = V / m = (V_V + V_L) / m = (m_V*v_V + m_L*v_L) / m = (m_V /m)*v_V + (m_L /m)*v_L = x*v_V + (1 – x)*v_L$

Es obvio que a partir de esa relación puede calcularse el título de un vapor húmedo conociendo el volumen específico y los valores correspondientes a los estados saturados:

$x = (v – v_L) / (v_V – v_L)$.

Esto mismo se puede desarrollar con cualquier magnitud específica.

Existen tablas que contienen las propiedades termodinámicas de vapores de las diferentes sustancias utilizadas en la industria: agua, amoniaco, dióxido de carbono, freones, etc. Estas tablas

están divididas en *tablas de vapor sobrecalentado* y *tablas de vapor saturado*. En las tablas de vapor sobrecalentado se obtiene, a partir de una temperatura y una presión, los valores de volumen específico, entalpía específica y entropía específica. En general, se puede obtener por interpolación cualquier función de estado a partir de otras dos conocidas. En las tablas de vapor saturado se tiene solamente la información de líquido y de vapor saturado y a partir de ellas se obtienen las propiedades de cualquier mezcla de líquido – vapor usando el título de vapor y aplicando las siguientes relaciones para volumen, entalpía y entropía específicos:

$v = x^*v_V + (1 – x)^*v_L$
$h = x^*h_V + (1 – x)^*h_L$
$s = x^*s_V + (1 – x)^*s_L$

De la misma manera que en las tablas de vapor sobrecalentado se puede obtener cualquier función de estado de una mezcla líquido – vapor a partir de otras dos conocidas.

3.11 EJERCICIOS:

3.11.1 Un tanque rígido contiene 50 kg de agua líquida saturada a 90º C. Determine la presión en el tanque y el volumen del tanque.

En las tablas termodinámicas del vapor de agua saturado, entrando por temperatura y para T = 90º C: P sat = 70,14 k Pa y v_f = 0,001036 m^3/kg.

→ V tanque = 0,001036 m^3/kg *50 kg = 0,0518 m^3.

3.11.2 Un sistema cilindro – pistón contiene 2 pie^3 de vapor de agua saturado a una presión de 50 psia. Determine la temperatura del vapor y la masa del vapor dentro del cilindro.

De las tablas termodinámicas de vapor de agua saturado, entrando por presión:
Para 50 psia: T sat = 281,03º F y v_g = 8,518 pie^3/ lbm.

→ m_g = (1lbm/8,518 pie^3)*2 pie^3 = 0,235 lbm.

3.11.3 Un tanque rígido contiene 10 kg de agua a 90º C. Si 8 kg del agua están en forma líquida y el resto en forma de vapor, determine (a) la presión en el tanque y (b) el volumen del tanque.

(a) De las tablas termodinámicas del vapor de agua saturado, entrando por temperatura:
Para una temperatura de 90º C, P sat = 70,14 kPa.

(b) $v = x*v_g + (1 – x)*v_f \rightarrow v = x*v_g + v_f – x*v_f \rightarrow v = v_f + x*(v_g – v_f) \rightarrow v = v_f + x*v_{fg}$.

Ahora: x = (2 kg/10 kg) = 0,2
De las tablas termodinámicas del vapor de agua saturado, entrando por temperatura:
v_f = 0,001036 m^3/kg y v_{fg} = (2,361 – 0,001036)m^3/kg = 2,360 m^3/kg.
→ v = 0,001036 m^3/kg + 0,2*2,360 = 0,473 m^3/kg.
→ V = 0,473 m^3/kg*10 kg = 4,73 m^3.

3.11.4 Complete la siguiente tabla para el agua:

Tº C	P kPa	h kJ/kg	x	Fase
	325		0,4	
160		1682		

(a) Para P = 325 kPa → T = 136,30º C

$h = h_f + x*h_{fg}$
Para P = 325 kPa: h_f = 573,25 kJ/kg y h_{fg} = 2155,8 kJ/kg.
→ h = 573,25 kJ/kg + 0,4*2155,8 kJ/kg = 1435,57 kJ/kg.

Fase: mezcla vapor – líquido saturado.

(b) h = 1682 kJ/kg.
Puede ser una mezcla saturada líquido – vapor. Para verificar esto, se determina si el valor dado de h está comprendido entre los valores correspondientes al líquido saturado (h_f) y al vapor saturado (h_g).
Para T = 160º C, h_f = 675,55 kJ/kg y h_g = 2758,1 kJ/kg.
Entonces, se trata de una mezcla saturada líquido – vapor.
Para T = 160º C: P = 617,8 kPa.
La calidad del vapor se calcula con la siguiente fórmula: $h = h_f + x*h_{fg}$.
→ 1682 kJ/kg = 675,55 kJ/kg + x*2082,6 kJ/kg → x = 0,483.

3.12 EJERCICIOS PROPUESTOS

3.12.1 Cierta cantidad de aire se comprime dentro de un cilindro. El cambio de energía interna del aire es 39 kJ, mientras que el trabajo necesario para la compresión es 495 kJ. ¿Cuánto calor se transfiere durante el proceso?
R/ – 156 kJ.

3.12.2 El agua fluye hacia una unidad de proceso a través de una tubería de 2 cm de diámetro interior con un flujo volumétrico de 2 m^3/h? Calcúlese la energía cinética por unidad de tiempo para esta corriente (J/s)
Respuesta: 0,871 J/s

3.12.3 Se bombea petróleo crudo a razón de 15 kg/s desde un punto que se encuentra a 220 m por debajo de la superficie terrestre hasta un punto que está 20 m más arriba del nivel del suelo. Calcúlese la velocidad de incremento potencial.
Respuesta: 35316 J/s

3.12.4 Si una mol de gas cumple con la ecuación de estado P (V – b) = RT, donde b es una constante de tal manera que 0 < b < V para todo valor de V, dedúzcase una expresión para calcular

el trabajo efectuado por una mol de gas durante una expansión isotérmica desde un volumen inicial V_1 hasta un volumen final V_2.
Respuesta: $W = RT \ln [(V_2 – b) / (V_1 – b)]$

3.12.5 Un gas en un recipiente está a una presión de 1,5 atm y a un volumen de 4 m^3. ¿Cuál es el trabajo realizado por el gas cuando se comprime a presión constante hasta un cuarto de su volumen inicial.
R/ – 455962,5 J.

3.12.6 A través de un dispositivo que produce trabajo, se tiene un flujo permanente de 0,3 kg/s. La entalpía y la velocidad del fluido a la entrada son 230 kJ/kg y 90 m/s, respectivamente. A la salida la entalpía y la velocidad son 174 kJ/kg y 15 m/s. Si el proceso es adiabático y se desprecia el cambio de energía potencial, ¿cuál es la potencia, en kw, desarrollada por el dispositivo?
R/ 17,98 kw.

3.12.7 Se comprimen 60 kg de aire en un cilindro a presión constante de 80 kPa, desde un volumen inicial de 20 m^3 hasta un volumen final de 16 m^3. El calor extraído es 110 kJ. (a) ¿Cuál es el cambio de energía interna del aire? (b) ¿Cuál es el cambio de entalpía del aire?
R/ (a) 210 kJ (b) – 110 kJ.

3.12.8 Entran a una tobera 0,35 kg /s de aire a una velocidad de 10 m/s y una entalpía de 856 kJ/kg . En la tobera la pérdida de calor es de 2,1 kJ/kg y el aire sale con una entalpía de 545 kJ/kg. Calcúlese la velocidad de salida para el aire en estas condiciones y en condiciones adiabáticas.
R/ 786,07 m/s y 788,73 m/s.

3.12.9 La presión de entrada a una bomba es 60 kPa y la presión de salida es 620 kPa. El flujo de agua a través de la bomba es 56 L/min. Si la tubería de entrada y la de salida tienen la misma elevación y el mismo diámetro, determine la potencia necesaria de la bomba en kilovatios.
R/ 0,523 kw.

3.12.10 Una bomba de 15 C.V. con una eficiencia del 72% se usa para bombear 1200 gal/h de agua. ¿Qué trabajo se le transmite al sistema?
R/ 28609,27 kPa*m^3.

3.12.11 Una tira de magnesio de 5 g de masa se deja caer en un recipiente con ácido clorhídrico diluido. ¿Qué trabajo se efectúa sobre la atmósfera circundante (1 atm de presión y 25° C) por la reacción subsecuente: $Mg + 2\ HCl = MgCl_2 + H_2$
Respuesta: - 0,51 kJ

3.12.12 Una tubería horizontal de 20 mm de diámetro conduce agua con una velocidad de 1 m/s. La presión en la entrada es 10000 Pa. En la salida hay un estrechamiento de 10 mm de diámetro. Si se desprecia el rozamiento, calcúlese la presión a la salida. Densidad del agua: 1000 kg/m^3.
R/ 2500 Pa.

3.12.13 El agua contenida en un tanque elevado fluye por una tubería, la cual tiene una válvula 12 m por debajo del nivel del agua. Si la presión atmosférica es de 1,0 x 10^5 Pa, determínese: (a) La presión en la válvula cuando está cerrada, (b) La presión en la válvula cuando está abierta y el agua fluye con velocidad de 10 m/s.
R/ (a) 217729 Pa, (b) 167720 Pa.

3.12.14 La presión del agua que entra a un edificio es 3 atm, siendo el diámetro de la tubería 2 cm y su velocidad 20 m/s. Si el baño de un apartamento del cuarto piso está a 6 m de la entrada y la tubería tiene un diámetro de 4 cm, calcúlese la presión del agua en el baño.
R/ 4,27 atm.

3.12.15 Determinar la entalpía del vapor de agua a 1 atm y 150 °C, respecto a 0 °C y agua en estado líquido, empleando la tabla de propiedades termodinámicas del vapor de agua.
R/ 49,98 kJ/gmol.

3.12.16 Para el agua, determine las propiedades faltantes y las descripciones de fase en la siguiente tabla:

T (°C)	P (kPa)	h (kJ/kg)	x	Descripción de fase
	200		0,6	
125		1695,84		

Respuestas: 120,23° C, 1825,9 kJ/kg, vapor húmedo; 0,2321 MPa, 0,535, vapor húmedo.

3.12.17 Se tiene un galón de agua a 167 °F y 240 lb/pul^2 manométricas. Se calienta a presión constante hasta 1150 °F. ¿Cuál es el cambio de entalpía en BTU?
R/ 11815,21 BTU.

3.12.18 Demuestre que el agua a 5 bar y 250 °C es vapor sobrecalentado y determine su volumen específico, su energía interna específica, su entalpía específica en relación con el agua líquida en su punto triple.
R/ 0,47 m^3/kg; 2724 kJ/kg y 2961 kJ/kg.

3.12.19 Determínese la entalpía de un vapor de agua húmedo si su título es 0,85 y la presión 100 psia.
Respuesta: 2451,93 kJ/kg

3.12.20 El aire se calienta de 25° C a 150° C antes de introducirlo a un horno de combustión. El cambio de entalpía específica asociado con esta transición es 3640 J/g mol. La velocidad de flujo del aire en la salida del calentador es 1,25 m^3/min y la presión del aire en este punto es 122 kPa absolutas. Calcúlense los requerimientos de calor en kW, suponiendo comportamiento ideal del gas y que los cambios de energía cinética y potencial de la entrada a la salida del calentador son despreciables.

CAPÍTULO 4

BALANCES DE ENERGÍA

CAPITULO 4: BALANCES DE ENERGÍA

4.1 INTRODUCCIÓN

Para efectuar procesos industriales de transformación deben suceder cambios energéticos. La energía es, definitivamente, un factor muy importante a tener en cuenta en los citados procesos, entre otras cosas, porque su consumo puede ser un renglón grande en los costos de la empresa y porque su adecuada utilización puede reportar beneficios económicos y ambientales.

El profesional de la química deberá tener en cuenta, especialmente, las formas de energía asociadas con la masa y en sus cálculos no olvidar la **ley de la conservación de la energía** según la cual la energía no puede crearse ni destruirse en los procesos que no incluyen reacciones nucleares pero sí puede convertirse de una forma en otra. Esta ley, también conocida como la **primera ley de la termodinámica** es la base para realizar los balances de energía.

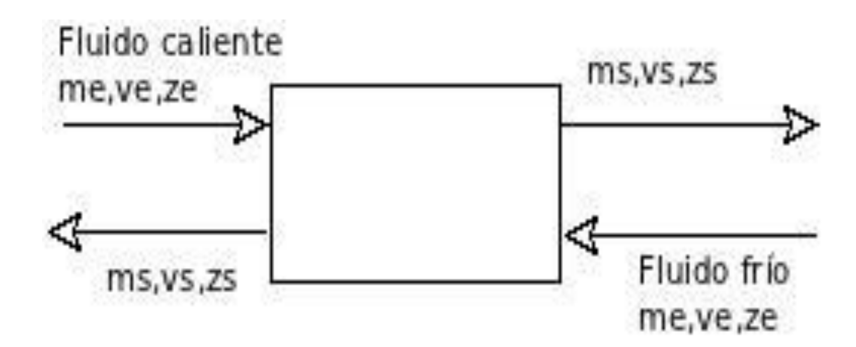
Se puede entender un balance energético como una contabilidad del aporte y del consumo de energía en un sistema. El balance de energía y el balance de materia de un proceso son herramienta fundamental para el análisis del mismo. Entre otras aplicaciones del balance de energía, pueden considerarse las siguientes: lograr una producción efectiva de calor, recuperar y usar efectivamente el calor, determinar el consumo de combustible y calcular la cantidad de energía mecánica necesaria.

4.2 BALANCES DE ENERGÍA EN EQUIPOS DE TRANSFERENCIA DE CALOR

Los equipos de transferencia de calor son bastante usados en la industria química para suministrar o eliminar calor y en forma general reciben el nombre de intercambiadores de calor. Estos aparatos son diseñados de diferentes formas según el empleo que se les vaya a dar y pueden servir para

calentamiento, para enfriamiento o para cambios de estado de la materia, para lo cual se utiliza otra sustancia con la cual se intercambie el calor. Pueden recibir nombres especiales, como por ejemplo, denominarse re-hervidor, calderín o vaporizador aquel equipo en el cual se produce una evaporación.

Un equipo de transferencia de calor se puede representar mediante el siguiente diagrama de flujo



En el anterior diagrama me, ve y ze representan la masa, la velocidad y la altura de entrada mientras que ms, vs y zs se refieren a las mismas cantidades de salida.

La ecuación de la primera ley de la termodinámica o de balance de energía para este sistema (abierto) es:

$\Delta H + \Delta v^2/2 + \Delta gz = Q - W_S$

En los equipos de transferencia de calor no se realiza trabajo y las energías cinética y potencial son muy pequeñas comparadas con la energía calorífica que en ellos se intercambia. Por ello, la ecuación de balance de energía puede escribirse así:

$\Delta H = Q$

Se debe tener presente que el calor Q incluye el calor **sensible** (o sea aquel que solamente implica un cambio de temperatura) y el calor **latente** (o sea aquel que incluye cambios de fases) presentes en cada una de las corrientes que atraviesan las fronteras del sistema.

4.2.1 SISTEMAS SIN CAMBIO DE FASE:

El cambio de entalpía (ΔH) es el calor transferido a presión constante. Si en el sistema no hay cambio de estado y solo se presenta calentamiento y enfriamiento de sustancias, la ecuación del balance de energía adquiere la siguiente forma:

$m*\Delta H = Q_P = m*C_P*\Delta T$

Donde C_P = capacidad calorífica a presión constante.

La capacidad calorífica se define como la cantidad de calor que se necesita para aumentar en un grado la temperatura de la unidad de masa de una sustancia. Si una sustancia se calienta a volumen constante, todo el calor se utiliza para aumentar la energía interna y, entonces:

$m*\Delta U = Q_V = m*C_V*\Delta T$.

Las unidades típicas de la capacidad calorífica son:

kcal / (kg * ºC) ó BTU / (lb * ºF).

Las capacidades caloríficas varían con la temperatura y esto es necesario tenerlo en cuenta en los cálculos de balances de energía. Para ello, es indispensable conocer si la especie a la cual se le va a calcular la capacidad calorífica es un gas, un líquido, un sólido o una mezcla.

4.2.1.1 CAPACIDAD CALORÍFICA DE GASES:

La capacidad calorífica en los gases puede representarse por relaciones de estas formas:
$C_P = a + b*T + c*T^2$, donde C_P es la capacidad calorífica, T es la temperatura y a, b, c son constantes.
$C_P = a + b*T + c*T^2 + d*T^3$, donde C_P es la capacidad calorífica, T es la temperatura y a, b, c, d son constantes.

$C_P = a + b*T + c*T^{-2}$, donde C_P es la capacidad calorífica, T es la temperatura y a, b, c son constantes.
$C_P = a + b*T + c*T^{-½}$, donde C_P es la capacidad calorífica, T es la temperatura y a, b, c son constantes.

Los valores de las constantes se encuentran en la bibliografía recomendada, donde aparecen las ecuaciones empleadas: PRINCIPIOS Y CÁLCULOS BÁSICOS DE LA INGENIERÍA QUÍMICA de David Himmelblau, PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau, MANUAL DEL INGENIERO QUÍMICO de Perry, PROBLEMAS DE BALANCES DE ENERGÍA de Valiente y Primo. Es de advertir que los valores de a, b y c pueden variar de un autor a otro, por ejemplo, si la temperatura se usa en °C o en K.

También se presenta la capacidad calorífica de los gases en forma de gráficas o puede obtenerse de nomogramas, que pueden consultarse en la bibliografía citada en el texto anterior. El término ***calor específico*** se utiliza algunas veces para denotar la capacidad calorífica expresada con base en una unidad de masa.

La capacidad calorífica promedio se define como aquel valor de C_P que dará el valor de ΔH al multiplicarse por la diferencia de temperaturas, por ejemplo:

C_P promedio $= \bar{C}_P = Q_P / (T_2 – T_1) = \int_{T1}^{T2} C_P*dT / (T_2 – T_1) = \int_{T1}^{T2}(a + bT + cT^2)*dT / (T_2 – T_1)$
$\rightarrow \bar{C}_P = a + b*(T_2 + T_1) / 2 + c (T_2^2 + T_1*T_2 + T_1^2) / 3$

El valor de la capacidad calorífica promedio se puede obtener a partir de las constantes (a, b, c) pero también a partir de gráficas desde 25° C hasta T.

4.2.1.2 <u>CAPACIDAD CALORÍFICA DE MEZCLAS GASEOSAS</u>:

Para obtener la capacidad calorífica de mezclas gaseosas se utiliza la siguiente ecuación:

C_P mezcla = $C_{P1}*y_1 + C_{P2}*y_2 + C_{P3}*y_3 + . . .$

Donde C_{P1}, C_{P2}, C_{P3} son las capacidades caloríficas molares de los componentes de la mezcla y y_1, y_2, y_3 son las fracciones molares de los componentes de la mezcla.

4.2.1.3 CAPACIDAD CALORÍFICA DE LÍQUIDOS:

Para muchos líquidos se pueden usar ecuaciones de este tipo:

$C_P = C_{P0} + a*T$

Donde C_{P0} es la capacidad calorífica a una temperatura base, a es una constante y T es la temperatura, valores estos que pueden obtenerse en tablas de la bibliografía mencionada en el tema “capacidad calorífica de gases”. En dicha bibliografía también se encuentran gráficas y nomogramas.

La capacidad calorífica promedio en los líquidos se obtiene empleando la siguiente ecuación:

$\bar{C}_P = (C_{PT1} + C_{PT2}) / 2$

Donde C_{PT1} y C_{PT2} son las capacidades caloríficas a T_1 y T_2 respectivamente.

4.2.1.4 CAPACIDAD CALORÍFICA DE MEZCLAS LÍQUIDAS:

La siguiente ecuación se aplica para mezclas de líquidos miscibles en las cuales el calor de disolución es despreciable:

C_P mezcla = $\Sigma(C_{Pi}*x_i)$

C_{Pi}: capacidad calorífica del componente i de la mezcla; x_i: fracción molar del componente i de la mezcla.

4.2.1.5 CAPACIDAD CALORÍFICA DE SÓLIDOS:

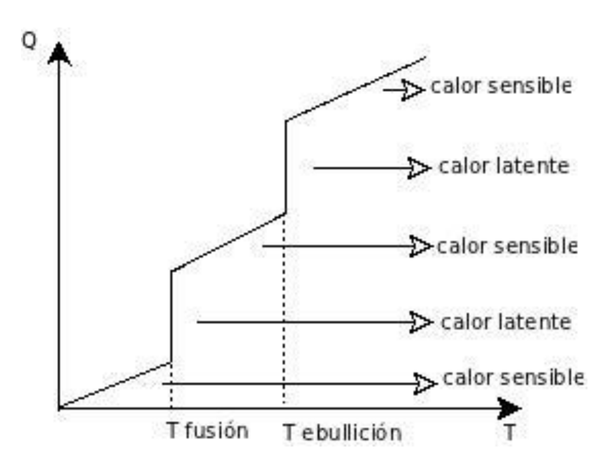
Para algunos sólidos es posible obtener la capacidad calorífica en tablas y gráficas, algunas de las cuales aparecen en la bibliografía citada anteriormente. En general, se puede aplicar la *regla de Kopp* para obtener la capacidad calorífica de sólidos (también puede aplicarse a líquidos) a 20° C o a una temperatura cercana. Según esta regla, C_P para un compuesto es la suma de las contribuciones de cada uno de los elementos en el compuesto. La regla de Kopp asigna los siguientes valores de capacidades caloríficas atómicas a 20° C, en J / (g-átomo*°C):

C = 7,5; H = 9,6; B = 11; Si = 16; O = 17; F = 21; P = 23; S = 23; Todos los demás elementos = 26.

4.2.2 SISTEMAS CON CAMBIOS DE FASE:

Cuando se le suministra calor a un sólido aumentan su temperatura y su energía interna hasta un momento en el cual la energía interna es tan grande que no es posible mantener su estado de agregación y entonces empieza a fundirse. Si se continúa suministrando calor no hay aumento en la temperatura sino que se completa el cambio de fase y cuando la sustancia está en fase líquida el calor suministrado sigue aumentando la temperatura hasta un valor de ella que hace que el líquido empiece a convertirse en vapor (fase gaseosa) y mientras esto sucede totalmente la temperatura permanece constante. Una vez toda la sustancia está en fase gaseosa el suministro de calor se manifiesta en un incremento de la temperatura.

El proceso descrito en el párrafo anterior puede representarse gráficamente así:



Los procesos de fusión y de vaporización son reversibles, es decir si a un líquido se le quita calor puede solidificarse y si a un vapor se le quita calor puede condensarse.

La energía requerida para lograr el cambio de fase de sólido a líquido se llama ***calor latente de fusión*** y la requerida para el cambio de líquido a vapor se llama ***calor latente de vaporización***. Si el líquido hierve a 760 torr el calor latente de vaporización es el calor latente de ebullición normal.

Cuando se agrega o se quita calor de un cuerpo y éste cambia de temperatura, se dice que está recibiendo o liberando ***calor sensible***. Si una sustancia se calienta desde T_1 hasta T_2 recibe una determinada cantidad de calor que es igual a la cantidad que entrega cuando se enfría desde T_2 hasta T_1. El calor sensible es proporcional a la masa de la sustancia y al número de grados en que cambia su temperatura. La constante de proporcionalidad es la capacidad calorífica de la sustancia:

Q sensible = $m * C_P * \Delta T$.

El ΔH por unidad de masa para convertir una sustancia sólida en vapor está dado por:

$$\Delta H = \overline{C}_{P\ SÓLIDO} * (T_F - T_{INICIAL}) + \lambda f + \overline{C}_{P\ LÍQUIDO} * (T_E - T_F) + \lambda v + \overline{C}_{P\ GAS} * (T_{FINAL} - T_E).$$

T_F: Temperatura de fusión; T_E: Temperatura de ebullición; λf: Calor latente de fusión a T_F; λv: Calor latente de vaporización a T_E.

Los calores latentes de fusión y de vaporización se obtienen de tablas y en algunos casos de nomogramas que se encuentran en la bibliografía (libros escritos por Felder y Rousseau, por Himmelblau, por Valiente y Primo, por Perry, citados anteriormente). En caso de no encontrarse en tablas o nomogramas pueden utilizarse las siguientes ecuaciones:

$\lambda f / T_F = N$, donde N es una constante que oscila de 2 a 3 para elementos sólidos, de 5 a 7 para sólidos inorgánicos y de 9 a 11 para sólidos orgánicos.

$\Lambda v / T = 21$ para líquidos no polares con λv en cal / g mol y T en Kelvin.

$\Lambda v / T = 8,75 + 4,571 \log T$, con λv en cal / g mol y T en Kelvin. Esta ecuación conocida como **ecuación de Kistyakowsky** se usa para obtener los calores de vaporización en el punto normal de ebullición para líquidos no polares.

4.3 VAPOR DE AGUA:

El vapor de agua es el medio más empleado en la industria química para transferir calor. El vapor se produce en calderas. El *caballo de caldera (BHP)* es la medida usual que da la potencia de una caldera y se define como la potencia requerida para evaporar 34,5 lb de agua por hora a 212° F y 14,7 psia.

La temperatura a la cual se produce el vapor de agua depende de la presión utilizada. El vapor utilizado para transferir calor es, generalmente, vapor saturado que entrega su calor de condensación el cual es muy grande comparado con el calor sensible del vapor gaseoso, pero en ocasiones se usa vapor sobrecalentado. Para obtener la entalpía de un vapor ya sea saturado o sobrecalentado se debe añadir al calor latente de vaporización y al calor de sobrecalentamiento el calor sensible del agua líquida la cual se computa con base a una temperatura de 0° C generalmente:

$$H_{VAPOR} = C_{P\ LÏQUIDO} * (T_E - T_0) + \lambda_E + C_{P\ VAPOR} * (T_2 - T_E)$$

El método más común para obtener la entalpía del vapor de agua es utilizar las tablas de las propiedades termodinámicas del vapor de agua (o tablas de vapor). En ellas se encuentran tanto las entalpías del agua líquida como las entalpías de ebullición (calores latentes) y las entalpías de los vapores saturados y sobrecalentados. Las tablas de vapor presentan la información sobre la entalpía del vapor en función de la presión o de la temperatura.

Si el vapor contiene agua líquida se dice que es un vapor húmedo. La entalpía del vapor húmedo es:

$H = H_L * (1 - x) + H_V * x$, donde x es el título o calidad del vapor, o sea, la fracción másica del vapor.

Las propiedades del vapor de agua saturado o del vapor sobrecalentado se pueden obtener también a partir del diagrama de Mollier para agua.

4.4 EJERCICIOS:

4.4.1 Calcúlese la capacidad calorífica molar a presión constante del Cl_2 (g) a 100° C.

Datos tomados del texto PRINCIPIOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Hougen, Watson y Ragatz: T = 373 K, entonces C_P = 8,35 cal/(gmol K).

Datos tomados del texto PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau:
$33{,}60*10^{-3} + 1{,}367*10^{-5}*(100) - 1{,}607*10^{-8}*(100)^2 + 6{,}473*10^{-12}*(100)^3 = 0{,}0348$ kJ/(gmol K)*kcal/4,184 kJ*1000 cal/1 kcal = 8,32 cal/(gmol K).

Datos tomados del texto PRINCIPIOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Hougen, Watson y Ragatz:
$(7{,}653 + 2{,}221*10^{-3}*373 - 0{,}8733*10^{-6}*373^2)$ cal/ (gmol K) = 8,36 cal/(gmol K).

4.4.2 Calcúlese la entalpía del CO_2 a 500° C, respecto a 25° C.

$\Delta H = \int_{T1}^{T2} C_P * dT = \int_{T1}^{T2} ((a + bT + cT^2 + dT^3) * dT$

$\Delta H = a*(T_2 – T_1) + (b/2)*(T_2^2 – T_1^2) + (c/3)*(T_2^3 – T_1^3) + (d/4)*(T_2^4 – T_1^4)$

Tomando los valores de a, b, c y d del texto PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau y reemplazando en la anterior ecuación, se obtiene:

$\Delta H = 36,11*10^{-3}*(475) + (4,233*10^{-5}/2)*(500^2 – 25^2) – (2,887*10^{-8}/3)*(500^3 – 25^3) + (7,464*10^{-12}/4)*(500^4 – 25^4)$

ΔH = 21,344 kJ/gmol = 5101,34 cal/gmol.

4.4.3 Utilizando el valor promedio de C_P, resuélvase el ejercicio anterior y compárense las repuestas.

El valor promedio de C_P se obtiene del texto PRINCIPIOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Hougen, Watson y Ragatz:

C_P promedio = 10,776 cal/(gmol*K).

Entonces: ΔH = 10,776 cal/(gmol*K)*(475 K) = 5118,6 cal/gmol.

4.4.4 Calcúlese la entalpía del oxígeno a 1000° C respecto a 200° C.

Se puede calcular el cambio de entalpía entre 0° C y 1000° C y a ese valor se le resta el cambio de entalpía entre 0° C y 200° C.

$\Delta H = \Delta H(0°C – 1000°C) - \Delta H(0°C - 200°C)$

ΔH = 33,120 J/(gmol K)*1000K – 29,932 J/(gmol K)* 200K

ΔH = (27133,6 J/gmol)*(0,23901 cal/J) = 6485,2 cal/gmol.

Otro método consiste en utilizar la ecuación para calcular C_P en función de las constantes a, b, c y d para el O_2, valores que se pueden obtener del texto PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau:

$\Delta H = (29,10)*(800) + (1,158*10^{-2}/2)*(960000) – (0,6076*10^{-5}/3)*(9,92*10^8) +$

$(1,311*10^{-9}/4)*(9,984*10^{11})$

ΔH = (27156,5 J/gmol)*(0,23901 cal/J) = 6490,67 cal/gmol.

4.4.5 Determínese la entalpía del cobre a 1000° C respecto a 25° C.

Se utiliza la ecuación de C_P para el cobre tomada del texto PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau:

$\Delta H = [(22,76)*(975) + (0,6117*10^{-2}/2)*(1531725)]$ J/gmol.

ΔH = 26875,78 J/gmol = (6423 cal/gmol)*(1 gmol/63,54 g)

ΔH = 101,1 cal/g

4.4.6 Determínese la entalpía del vapor de tolueno a 600° C respecto al tolueno líquido a 25° C, sabiendo que el calor de vaporización del tolueno a 25° C es 38 kJ/gmol.

$\Delta H = \lambda_V$ a 25° C + ΔH (25° C – 600° C)

$\Delta H = 38$ kJ/gmol + $\int_{T1}^{T2}(94,18*10^{-3} + 38*10^{-5}T - 27,86*10^{-8}T^2 + 80,33*10^{-12}T^3)$

Integrando:

ΔH = 38 kJ/gmol + 104,98 kJ/gmol = 142,98 kJ/gmol.

4.4.7 Un gas tiene la siguiente composición molar: CH_4 90% y N_2 10%. Determínese su entalpía a 500° C respecto a 100° C en kJ/m^3 de gas a condiciones normales.

ΔH (100° C – 500° C) = ΔH (25° C – 500° C) - ΔH (25° C – 100° C)

Empleando esta ecuación, se utilizan los valores de las capacidades caloríficas promedio para cada uno de los componentes de la mezcla gaseosa, tomados de la correspondiente tabla del texto PRINCIPIOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Hougen, Watson y Ragatz:

ΔH (25° C – 100° C) = $\Sigma(x_i*C_{Pmi})*\Delta T$

ΔH (25° C – 100° C) = (0,9*8,98 + 0,1*6,972)*(75) cal/gmol = 658,44 cal/gmol.

ΔH (25° C – 500° C) = $\Sigma(x_i*C_{Pmi})*\Delta T$

ΔH (25° C – 500° C) = (0,9*11,65 + 0,1*7,159)*(475) cal/gmol = 5320,43 cal/gmol.

ΔH (100° C – 500° C) = (5320,43 – 658,44) cal/gmol = 4661,99 cal/gmol

En condiciones ideales, 1 gmol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros. Entonces se pueden utilizar los siguientes factores de conversión para obtener las unidades solicitadas en el enunciado:

ΔH (100° C – 500° C) = (4661,99 cal/gmol)*(1 gmol/22,4 L)*(1000 L/m^3)*(1 J/0,23901 cal)

ΔH (100° C – 500° C) = 870777,6 J/m^3 = 870,778 kJ/m^3

4.4.8 Determínese la entalpía del agua a presión de una atmósfera y temperatura de 80° C, respecto a 0° C.

En un primer procedimiento se puede calcular la temperatura promedio y a esta temperatura se calcula la capacidad calorífica del agua usando el texto PRINCIPIOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Hougen, Watson y Ragatz:

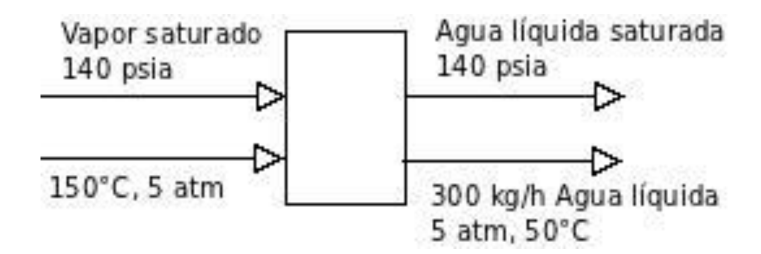
$T_{PROMEDIO}$ = 40° C. Entonces, a esta temperatura C_P = 1,00176 cal/(g °C)

ΔH = [1,00176 cal/(g °C)]*80° C = 80,14 cal/g

En un segundo procedimiento pueden utilizarse las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua:

ΔH = (334,91 J/g)*(0,23901 cal/J) = 80,05 cal/g

4.4.9 Se utiliza vapor de agua para calentar 300 kg/h de agua de proceso a 5 atm, desde 50° C hasta 150° C, usando un intercambiador de calor de doble tubo aislado. Se dispone de vapor a 140 psia, saturado. El condensado se descarga en forma de líquido saturado a la misma presión. Calcúlese el flujo de vapor requerido.



Lo primero que debe hacerse es determinar si el agua caliente (a 150° C) está líquida o en vapor, para lo cual se determina la temperatura de saturación correspondiente a la presión de 5 atm.

P = (5 atm)*(101,325 kPa/atm) = 506,625 kPa = 0,5066 MPa

Usando las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua e interpolando se obtiene una temperatura de saturación de 152,34° C lo cual significa que el agua en estas condiciones es un líquido.

$Q = \Delta H = \sum H_{SALIDA} - \sum H_{ENTRADA}$

Q = H (H_2O a 150°C y 5 atm) + H(H_2O líq sat a 140 psia) – H(H_2O a 50°C y 5 atm) – H(vapor de H_2O sat a 140 psia)

P = (140 psi)*(101,325 kPa/14,7 psi) = 965 kPa = 0,965 MPa

Q = 0 porque el intercambiador es aislado.

Entonces la ecuación del balance de energía puede plantearse así:

H(vapor de H_2O sat a 140 psia) - H(H_2O líq sat a 140 psia) = H (H_2O a 150°C y 5 atm) - H(H_2O a 50°C y 5 atm)

Considerando las masas, reemplazando los valores y usando la capacidad calorífica del agua tomada del texto PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau:

(2776,7 kJ/kg)*m_V – (755,957 kJ/kg)*m_V = (m)*(ΔH H_2O líquida).

(m_V)*(2020 kJ/kg) = (300 kg/h)*(75,4*10^{-3} kJ/gmol °C)*(100° C).

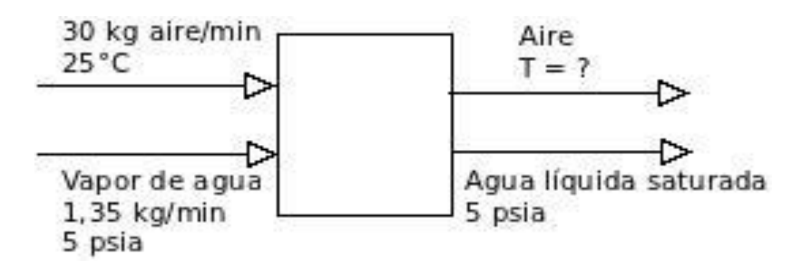
Entonces m_V = 62,21 kg/h.

En lugar de emplear la capacidad calorífica del agua, pueden utilizarse las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua, así:

(m_V)*(2776,7 kJ/kg) – (m_V)*(755,957 kJ/kg) = (300 kg/h)*(632,2 kJ/kg – 209,33 kJ/kg)

Entonces, m_V = 62,78 kg/h.

4.4.10 Se calienta aire a razón de 30 kg/min en un intercambiador de calor que utiliza vapor de agua. Si el flujo de vapor es 1,35 kg/min y se alimenta como vapor saturado a 5 psia, saliendo como líquido saturado a la misma presión, determínese la temperatura del aire que sale del calentador, si la temperatura de entrada es 25° C. El proceso es adiabático.



Balance de energía: Q = 0 = $\Sigma H_{SALIDA} - \Sigma H_{ENTRADA}$

$(m_V)*(h_f$ a 5 psi) + $(m_a)*C_P)*(T – 25°C) = (m_V)*(h_g$ a 5 psi) + $(m_a)*(C_P)*(25°C – 25°C)$

Entonces $(m_a)*C_P)*(T – 25°C) = (m_V)*(h_g – h_f)$

P = 5 psia = 34,46 kPa

(30 kg/min)*(C_P)*(T – 25° C) = (1,35 kg/min)*(2630,43 – 301,87) kJ/kg

El procedimiento consiste en suponer la temperatura. A esa temperatura se determina la capacidad calorífica y esos valores se reemplazan en la ecuación debiéndose cumplir la igualdad con el valor supuesto que sea más cercano al valor real.

Primera suposición: T = 100° C. Entonces C_P = 6,996 cal/gmol K

Reemplazando en la ecuación:

(30 kg/min)*(6,996 cal/gmol K)*((1 gmol/0,029 kg)*(4,184*10^{-3} kJ/cal)*(75 K) = 3143,556 kJ/min

2271,04 kJ/min $\neq$ 3143,556 kJ/min

Segunda suposición T = 200° C. Entonces C_P = 7,021 cal/gmol K

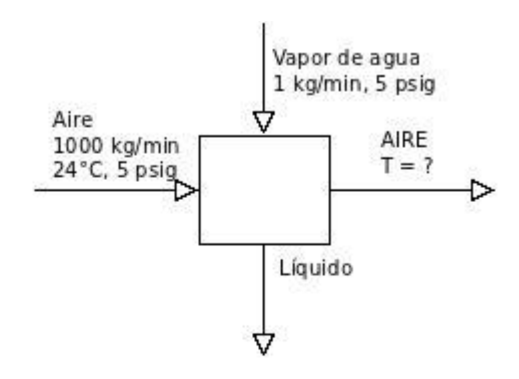
Reemplazando en la ecuación:

(30 kg/min)*(7,021 cal/gmol K)*((1 gmol/0,029 kg)*(4,184*10^{-3} kJ/cal)*(175 K) = 3143,556 kJ/min

5318,04 kJ/min $\neq$ 3143,556 kJ/min

Interpolando entre 100° C y 200°C con los valores calculados se obtiene una temperatura de 128,64° C.

4.4.11 A un calentador entran 1000 kg de aire/min a 24° C y 5 psig. El medio de calefacción es vapor saturado, el cual se carga a razón de 1 kg/min a 5 psig. El vapor se condensa y sale a través de una trampa de vapor. El calentador está lo suficientemente bien aislado para que las pérdidas por radiación sean despreciables. Calcúlese la temperatura de salida del aire. Considérese la capacidad calorífica del aire constante e igual a 0,24 kcal/(kg °C). La presión atmosférica es 1 atm.



El balance de energía puede plantearse así, en este caso:

Calor cedido por el vapor = calor ganado por el aire.

P_{VAPOR} = 5 psi + 14,7 psi = 19,7 psi

P_{VAPOR} = (19,7 psi)*(101325 Pa/14,7 psi) = 135789 Pa

El calor de vaporización para las condiciones dadas del medio calefactor se puede determinar mediante interpolación en las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua:

$\lambda_{VAPOR} = h_{fg}$ = 2234,74 kJ/kg

Es de anotar que el símbolo h_{fg} es empleado en varias tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua para denotar el calor de vaporización, o sea, la diferencia entre las entalpias del vapor y del líquido: $h_g - h_f$

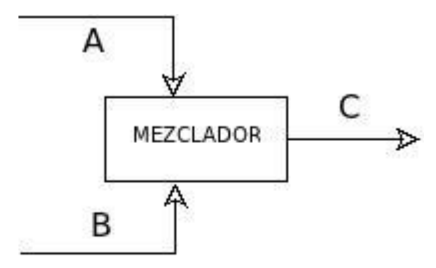
Reemplazando en la ecuación del balance de energía:

(2234,74 kJ/kg)*(1 kg)*(1 kcal/4,184 kJ) = (1000 kg)*(0,24 kcal/kg °C)*(T – 24° C)

Resolviendo: T = 26,23° C.

4.5 BALANCES DE ENERGÍA EN PROCESOS DE MEZCLADO:

Cuando se mezclan dos o más corrientes de proceso en una planta industrial y aquellas están a temperaturas diferentes, la corriente resultante tendrá una temperatura distinta a cualquiera de las corrientes originales.



Aplicando el balance general de energía a este sistema en el cual no intervienen ni el calor ni el trabajo, las pérdidas por fricción son despreciables y no hay acumulación de energía, se tiene:

$(m_C)*(EP + EC + E\ Pe + U)_C – (m_A)*(EP + EC + E\ Pe + U)_A – (m_B)*(EP + EC + E\ Pe + U)_B = 0$.

Utilizando la entalpía: $m_C*(EP + EC + H)_C – m_A*(EP + EC + H)_A – m_B*(EP + EC + H)_B = 0$.

En los procesos en los que se mezclan corrientes a temperaturas diferentes, los términos EP y EC son, generalmente, despreciables frente a los términos de entalpía. Por ello:

$(m_C)*(H_C) – (m_A)*(H_A) – (m_b)(H_B) = 0 \rightarrow (m_A)*(H_A) + (m_B)*(H_B) = (m_C)*(H_C)$

En general $H = \int_{T1}^{T2} (C_P*dT)$

4.5.1 CALORES INTEGRALES ESTÁNDAR DE DISOLUCIÓN:

Al mezclarse algunos líquidos y algunas disoluciones se desprende o se absorbe calor, o sea, se presenta un cambio de entalpía, el cual se denomina **calor de disolución**.

El **calor integral estándar de disolución** se define como el cambio en la entalpía de un sistema cuando a una temperatura de 25° C y una presión de 1 atmósfera, 1 gmol de soluto se disuelve en **n** moles de disolvente.

Entonces, según la definición anterior el calor integral estándar de solución varía según el número de moles del disolvente. En la medida en que aumenta el número de moles del disolvente disminuye la cantidad de calor hasta que no haya efecto de cambio de calor lo cual ocurre generalmente cuando se han agregado entre 100 y 200 moles de disolvente. El calor integral de disolución se acerca a un máximo a dilución infinita y este valor se conoce como *calor integral de disolución a dilución infinita*.

Los calores de disolución se obtienen experimentalmente y se presentan en gráficas de calor de disolución por mol de soluto contra moles de disolvente por moles de soluto. Estas gráficas se muestran en el libro PROBLEMAS DE BALANCES DE ENERGÍA de Valiente y Primo.

Los calores integrales de disolución para algunas soluciones a 25° C también se encuentran tabulados en el libro PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau y en el libro BALANCES DE MATERIA Y ENERGÍA de Himmelblau.

La entalpía de una disolución a la temperatura T está dada por:

H disolución $= x_1H_1 + x_2H_2 + x_2\Delta H_S$

H_1: Entalpía del disolvente a T y P.
H_2: Entalpía del soluto a T y P.
ΔH_S: Entalpía de disolución por mol de soluto.

4.5.2 CAPACIDADES CALORÍFICAS DE DISOLUCIONES A PRESIÓN CONSTANTE:

Las capacidades caloríficas de disoluciones pueden obtenerse de gráficas de C_P contra la concentración expresada en moles de disolvente / mol de soluto.

Como el cálculo de las entalpías de las disoluciones que presentan calores de mezcla es tedioso, se suelen usar los diagramas de entalpía contra concentración para mezclas binarias las cuales presentan varias temperaturas a presión constante. Con el uso de tales diagramas, los cálculos de mezclado se simplifican bastante, requiriéndose sólo el uso adecuado de la regla de la palanca.

Algunos de estos diagramas pueden consultarse en los libros PROBLEMAS DE BALANCES DE ENERGÍA de Valiente y Primo, BALANCES DE MATERIA Y ENERGÍA de Himmelblau y PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau.

4.6 EJERCICIOS

4.6.1 Calcule la capacidad calorífica a 20 °C de una solución de K_2CO_3 en agua al 20%.

Se calcula la relación moles de agua / mol de soluto de la siguiente manera:
(20 g K_2CO_3)* (1 gmol K_2CO_3/138,2 g K_2CO_3) = 0,145 gmol K_2CO_3
(80 g H_2O)*(1 gmol H_2O/100 g H_2O) = 4,44 gmol H_2O.
Moles H_2O/mol K_2CO_3 = 4,44/0,145 = 38,7
Se ubica este valor en la gráfica (en el eje de las abscisas) y se lee en el eje de las ordenadas el valor correspondiente a soluciones de carbonato de potasio, obteniéndose el valor 0,80 kcal/(kg °C).

4.6.2 Se mezclan 1000 kg/h de benceno líquido a 35 °C con 2000 kg/h de heptano líquido a 95 °C en un recipiente aislado. ¿Cuál es la temperatura final de la mezcla?
Datos: C_P benceno = 14,95 + 0,0558*t; C_P heptano = 29,9 + 0,081*t; cal/(g mol °C).

Base de cálculo: 1 hora de operación.

Balance total de masa: $m_b + m_h = m_M$. Donde b: benceno, h: heptano y M: mezcla.
1000 kg + 2000 kg = 3000 kg.

Balance parcial de masa para el benceno: $m_b = (m_M)*(x_b)$
1000 kg = (3000 kg)*(x_b). Entonces: x_b = 0,333 y, por consiguiente, x_h = 0,667.

Balance de entalpía:
$H_M – H_b – H_h = 0$

Cálculo del número de kg mol para el benceno, el heptano y la mezcla:

Kilogramos mol de benceno = n_b = (1000 kg)*(1 kg mol/78 kg) = 12,82 kg mol.
Kilogramos mol de heptano = n_h = (2000 kg)*(1 kg mol/100 kg) = 20 kg mol.
Kilogramos mol de la mezcla = n_M = (12,82 + 20) kg mol = 32,82 kg mol.

Fracción molar del benceno = y_b = (12,82 kg mol/32,82 kg mol) = 0,391.
Fracción molar del heptano = y_h = 1 – 0,391 = 0,609.

h_M = (0,391)*(14,95 + 0,0558t)*(t) + (0,609)*(29,9 + 0,081t)*(t).
h_M = (0,071)*(t^2) + (24,055)*(t)
H_M = [(0,071)*(t^2) + (24,055)*(t)]*(32, 82 kg mol) kcal/ (kg mol)*(°C).
H_M = 2,33*t^2 + 789,49*t.

C_{Pb} = [14,95 + (0,0558)*(35)] kcal/(Kg mol °C) = 16,9 kcal/(Kg mol °C)
H_b = (12,82 kg mol)*[16,9 kcal/(kg mol °C)]*(35 °C) = 7583,03 kcal.

C_{Ph} = [29,9 + (0,081)*(95)] kcal/(Kg mol °C) = 37,6 kcal/(Kg mol °C).
H_h = (20 kg mol)*[37,6 kcal/(Kg mol °C)]*(95 °C) = 71440 kcal.

Reemplazando en la ecuación del balance entálpico:
2,33*t^2 + 789,49*t – 7583,03 – 71440 = 0

$2,33*t^2 + 789,49*t – 79023,03 = 0$.

Resolviendo para t, se obtiene t = 80,82 °C.

4.6.3 Calcule la temperatura final de la mezcla y la entalpía de la misma, cuando se mezclan 5 kg/s de HCl (ac) al 10% y 15 °C con 8 kg/s de HCl (ac) al 30% y 35 °C en un recipiente aislado.

Base de cálculo: 1 s de operación.

Balance total de masa: $m_1 + m_2 = m_F$, o sea: 5 kg + 8 kg = $m_F \rightarrow m_F$ = 13 kg.
Balance parcial de masa para el HCl: $0,1*m_1 + 0,3*m_2 = (x_{HCl})*(m_F)$.
(0,1)*(5 kg) + (0,3)*(8 kg) = (13 kg)* (x_{HCl}) → x_{HCl} = 0,223.

Balance de entalpía: $m_1h_1 + m_2h_2 = m_Fh_F$

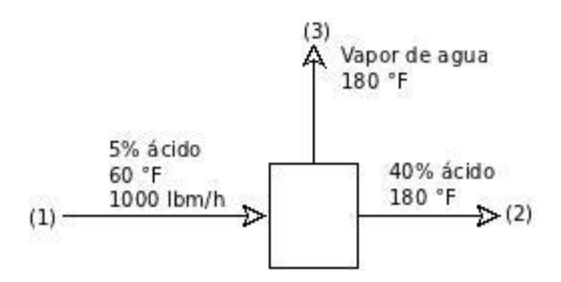
Del diagrama entalpía concentración para soluciones acuosas de HCl, se obtienen los siguientes valores: h_1 = -57 BTU/lb = -31,67 kcal/kg y h_2 = -178 BTU/lb = -98,89 kcal/kg.

Reemplazando: (5 kg)*(-31,67 kcal/kg) + (8 kg)*(- 98,89 kcal/kg) = (13 kg)*(h_F).
Entonces: h_F = -73,04 kcal/kg.

Ubicando este valor en el diagrama entalpía concentración y haciéndolo coinicidir con un porcentaje del 22,3% se obtiene una temperatura de 30 °C.

La entalpía de la mezcla es (-73,04 kcal/kg)*(13 kg) = -949,52 kcal.

4.6.4 Una solución al 5% en masa de H_2SO_4 a 60 °F se concentrará hasta el 40% en masa evaporando parte del agua que contiene. La solución concentrada y el vapor de agua emergen del evaporador a 180 °F y 1 atm. Calcúlese la velocidad a la cual se debe transferir calor al evaporador para procesar 1000 lbm/h de la solución de alimentación.



Base de cálculo: 1 hora de operación, es decir 1000 lbm de solución al 5% alimentada al evaporador.

Balance parcial de masa para H_2SO_4: (1000 lbm)*(0,05) = (m_2)*(0,40) → m_2 = 125 lbm.
Balance total de masa: 1000 lbm = 125 lbm + m_3 → m_3 = 875 lbm.

Balance entálpico: $Q + m_1h_1 = m_3h_3 + m_2h_2$
$Q = m_3h_3 + m_2h_2 - m_1h_1$

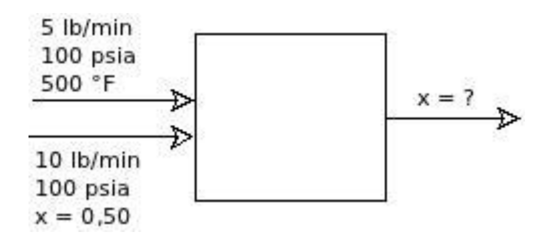
Del diagrama entalpía concentración para soluciones acuosas de H_2SO_4 se obtiene los siguientes valores: h_1 = 10 BTU/ lbm y h_2 = - 16 BTU/lbm.

De las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua: h_3 = 1137,9 BTU/lbm.

Reemplazando: Q = (875 lbm)*(1137,9 BTU/lbm) + (125 lbm)*(-16 BTU/lbm) – (1000 lbm)*(10 BTU/lbm)

Q = 983662,5 BTU.

4.6.5 En un aparato adiabático se mezclan 5 lbm/min de vapor a 100 psia y 500 °F con 10 lbm/min de vapor a 100 psia y calidad del 50%. Determínese la calidad de la mezcla obtenida.



Base de cálculo: 1 minuto de operación.

Balance de entalpía:

$Q = 0 = \sum H_{SALIDA} - \sum H_{ENTRADA} \rightarrow \sum H_{SALIDA} = \sum H_{ENTRADA}$

O sea: $m_3h_3 = m_1h_1 + m_2h_2$

Balance total de masa: $m_1 + m_2 = m_3$

5 lbm + 10 lbm = $m_3 \rightarrow m_3$ = 15 lbm.

Para una presión de 100 psi (689,29 kPa) la temperatura de saturación es aproximadamente 163 °C, según las tablas termodinámicas del vapor de agua. Como la temperatura de una de las corrientes de entrada es 500 °F (260 °C) dicha corriente consiste en vapor sobrecalentado. La otra corriente consiste en vapor húmedo.

4.7 BALANCES DE ENERGÍA EN PROCESOS DONDE INTERVIENE AIRE HÚMEDO

Para el cálculo de la entalpía del aire húmedo se toma como temperatura de referencia 0 °C, o sea 32 °F. Dicho cálculo tiene tres componentes: El calentamiento del aire seco desde la temperatura de referencia hasta la temperatura a la cual se encuentre el aire húmedo; el calentamiento del vapor de agua desde la temperatura de referencia hasta la temperatura a la cual se encuentre el aire húmedo y la vaporización del agua presente en el aire húmedo a una temperatura de 0 °C. Es decir:

Entalpía del aire húmedo = $H_{AH} = (m_{as})*(C_{P,as})*(\Delta T) + (m_V)*(C_{P,V})*(\Delta T) + (m_V)*(\Delta H_V)$.

La entalpía por unidad de masa de aire seco, h_{AH}, será:

$h_{AH} = (C_{P,as})*(\Delta T) + (Y)(C_{P,V})*(\Delta T) + (Y)*(\Delta H_V)$.

$h_{AH} = [C_{P,as} + (Y)*(C_{P,V})]*(\Delta T) + (Y)*(\Delta H_V)$.

En esta última expresión debe considerarse lo siguiente:

1. $Y = (m_V/m_{as})$ es la humedad absoluta del aire húmedo, la cual puede calcularse o determinarse con ayuda de un diagrama de humedad.
2. La capacidad calorífica del aire seco ($C_{P,as}$) se puede considerar igual a 0,24 kcal/(kg °C) o 0,24 BTU/(lbm °F) y la del vapor de agua ($C_{P,V}$) igual a 0,46 kcal/(kg °C) o 0,46 BTU/(lbm °F).
3. ΔT = t si la temperatura está expresada en °C e igual a (t – 32) si está expresada en °F.
4. El calor de vaporización del agua a la temperatura de referencia se consigue en la s tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua.

La ecuación se escribe, entonces, así:

$h_{AH} = [(0,24 \text{ kcal/kg °C}) + (Y)*(0,46 \text{ kcal/kg °C})]*(t) + (Y)*(\Delta H_V)$.

$h_{AH} = [(0,24 \text{ BTU/lbm °F}) + (Y)*(0,46 \text{ BTU/lbm °F})]*(t - 32 \text{ °F}) + (Y)*(\Delta H_V)$.

4.8 EJERCICIOS

4.8.1 Calcúlese la entalpía del aire húmedo a 120 °F y 1 atm con una humedad relativa del 80%, respecto al agua y al aire a 32 °F(0 °C).

Agua y aire a 0 °C y 1 atm es el estado de referencia del diagrama sicrométrico, del cual con una t = 120 °F y HR = 0,80, se lee Y = 0,063 g H_2O/g as.

En el mismo diagrama, para la temperatura de referencia, ΔH_V = 597,7 cal/g agua.

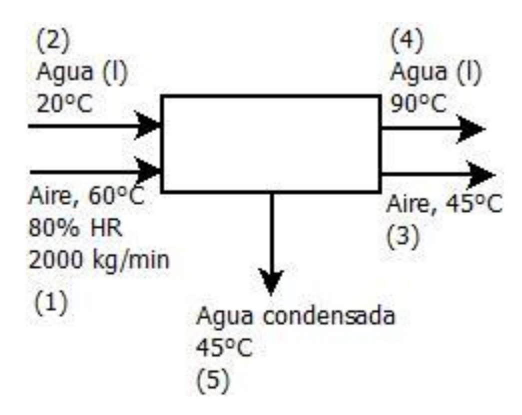
Reemplazando en la ecuación para calcular la entalpía del aire húmedo, se tiene:

$h_{AH} = [(0,24 \text{ cal/g °C}) + (0,063 \text{ g } H_2O\text{/g as})*(0,46 \text{ cal/g °C})]*(48,89 \text{ °C}) + (0,063 \text{ g } H_2O\text{/g as})*(597,7 \text{ cal/g } H_2O)$.

h_{AH} = 50,81 cal/g as.

4.8.2 Dos mil kilogramos por minuto de aire son enfriados a presión constante (760 mm de Hg) desde 60° C hasta 45° C. La humedad relativa del aire inicial es del 80%. Para el enfriamiento se usa un intercambiador de calor alimentado con agua líquida a 20° C, la cual sale a 90° C. Determínense los kilogramos por minuto de agua necesarios en el intercambiador de calor el cual opera adiabáticamente.

Se dibuja el diagrama de flujo:



Base de cálculo: 1 minuto de enfriamiento, es decir, masa alimentada de aire = 2000 kg.

En el diagrama de humedad se encuentran las humedades absolutas del aire de entrada y del aire de salida: Y_1 = 0,1157 kg agua/ kg as; Y_3 = 0,0650 kg agua/ kg as

Masa de aire seco = (1 kg as / 1,1157 kg ah) (2000 kg ah) = 1792,60 kg as

Masa de aire que sale = m_3 = (1792,60 kg as) (1,0650 kg ah / kg as) = 1909,12 kg ah

Masa de agua condensada = m_5 = 2000 kg – 1909,12 kg = 90,88 kg

Balance de energía: Temperatura de referencia = 0° C.

$Q = 0 = \Delta H = \sum H_S - \sum H_E \Rightarrow \sum H_S = \sum H_E$

$(m_{as\ sale})(h_3) + (m_4)(h_4) + (m_5)(h_5) = (m_{as\ entra})(h_1) + (m_2)(h_2)$

h_3 = [(0,24 kcal/kg °C) + (0,065 kg agua/kg as) (0,46 kcal/kg °C)] (45° C) +

(0,0650 kg agua/kg as) (597,75 kcal/kg agua) = 51 kcal/kg as

h_4 = (1 kcal/ kg agua °C) (90° C) = 90 kcal/kg agua

h_5 = (1 kcal/ kg agua °C) (45° C) = 45 kcal/kg agua

h_2 = (1 kcal/ kg agua °C) (20° C) = 20 kcal/kg agua

h_1 = [(0,24 kcal/kg °C) + (0,1157 kg agua/kg as) (0,46 kcal/kg °C)] (60° C) +
(0,1157 kg agua/kg as) (597,75 kcal/kg agua) = 86,75 kcal/kg as

Como la cantidad de agua de enfriamiento es constante, $m_2 = m_4$

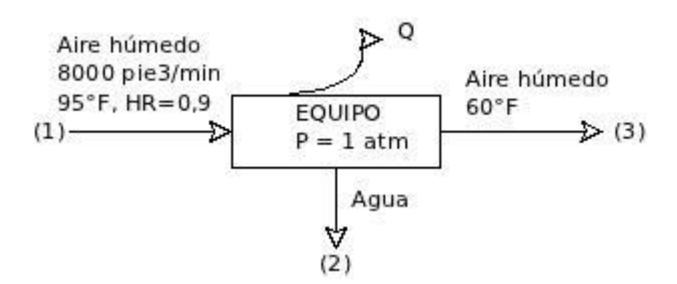
La cantidad de masa de aire seco también es constante.

(1792,60 kg as) (51 kcal/ kg as) + (m_2) (90 kcal/kg agua) + (90,88 kg agua) (45 kcal/kg agua) =
(1792,60 kg as) (86,75 kcal/kg as) + (m_2) (20 kcal/kg agua)

91422,6 kcal + (m_2) (90 – 20) kcal/kg agua + 4089,6 kcal = 155508,05 kcal

Despejando: m_2 = 857,08 kg agua.

4.8.3 Un equipo de aire acondicionado enfría 8000 pie^3/min de aire húmedo desde 95° F y 90% de humedad relativa hasta 60° F. La presión total es 1 atm. Calcúlese el calor retirado en el enfriamiento.



Se emplea el diagrama de humedad del libro PROBLEMAS DE INGENEIRÍA QUÍMICA de Joaquín Ocon y Gabriel Tojo y la tabla de propiedades del vapor saturado del libro PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS de Felder y Rousseau, segunda edición.

Base de cálculo: 1 minuto de operación.

Según el diagrama de humedad, un aire que a 35° C y 90% de humedad relativa se enfría hasta 15,56° C, se satura y, por eso, se produce condensación de parte del agua.

Moles de aire húmedo = n_1 = [(1 atm)*(8000 pie^3)*(lb mol)*(°R)] / [(0,7302 pie^3 atm)*(555°R)] = 8,95 kg mol.

Y_1 = 0,033 kg agua/kg as.

Humedad molar = (0,033 kg agua/kg as)*(29 kg as/kg mol as)*(1 kg mol agua/18 kg)

Humedad molar = 0,053 kg mol agua/kg mol as.

Moles de a. s. en (1) = (1 kg mol as/1,053 kg mol ah)*(8,95 kg mol ah) = 8,5 kg mol.

Moles de agua en (1) = 8,95 kg mol – 8,5 kg mol = 0,45 kg mol.

Moles de a. s. en (3) = 8,5 kg mol.

Y_3 = 0,011 kg agua/kg as.

Humedad molar = (0,011 kg agua/kg as)*(29 kg as/kg mol as)*(1 kg mol agua/18 kg).

Humedad molar = 0,0177 kg mol agua/kg mol as

Moles a.h. que salen = n_3 = (1,0177 kg mol ah/kg mol as)*(8,5 kg mol) = 8,65 kg mol

Balance total de moles: $n_1 = n_2 + n_3$

De donde: n_2 = 8,95 kg mol – 8,65 kg mol = 0,3 kg mol

Entonces: m_2 = 5,4 kg

Balance de energía: $Q = \Delta H = \sum H_{SALIDA} - \sum H_{ENTRADA}$

$Q = H_2 + H_3 - H_1$

Temperatura de referencia = 0° C

H_2 = (5,4 kg)*(1 kcal/kg °C)*(15,56 – 0)°C = 84,024 kcal

h_3 = [0,24 kcal/kg as °C + (0,011 kg agua/kg as)*(0,46 kcal/kg agua °C)]*15,56° C + (0,011 kg agua/kg as)*(597,9 kcal/kg agua) = 10,39 kcal/kg as

H_3 = (10,39 kcal/kg as)*(8,5 kg mol)*(29 kg/kg mol) = 2561,14 kcal

h_1 = [0,24 kcal/kg as °C + (0,033 kg agua/kg as)*(0,46 kcal/kg agua °C)]*35 ° C + (0,033 kg agua/kg as)*(597,9 kcal/kg agua) = 28,66 kcal/kg as

H_1 = (28,66 kcal/kg as)*(8,5 kg mol)*(29 kg/kg mol) = 7064,69 kcal

Entonces: Q = 84,024 kcal + 2561,14 kcal – 7064,69 kcal = - 4419,53 kcal

Q = - 4419,53 kcal/min

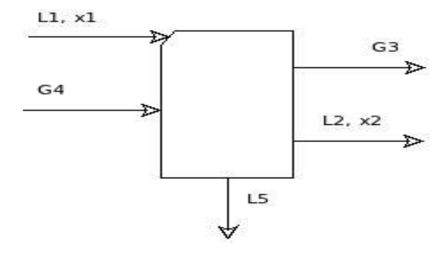
4.9 BALANCES DE ENERGÍA PARA LA EVAPORACIÓN:

En la operación de evaporación es necesario suministrar calor a la solución, la cual lo emplea de dos maneras: primero para alcanzar su temperatura de ebullición (calor sensible) y segundo para evaporar parte del disolvente que contiene (calor latente). Como medio de calefacción se emplea generalmente vapor de agua y en algunos casos se emplean gases de combustión.

La temperatura de ebullición de las disoluciones es una propiedad coligativa, o sea que es diferente del punto de ebullición del disolvente puro debido a la presencia del soluto. El aumento en el punto de ebullición se obtiene mediante el uso de las gráficas de Dühring (véase la obra PROBLEMAS DE BALANCES DE MATERIA de Valiente). La evaporación se puede realizar a temperaturas bajas, por ejemplo para proteger ciertas sustancias susceptibles a altas temperaturas, lo cual se logra realizando la operación al vacío. En la evaporación generalmente el producto deseado es la solución concentrada aunque en algunos casos, como obtener agua potable a partir del agua del mar, el producto deseado es el vapor producido durante la operación. Los equipos empleados para llevar a cabo la evaporación se llaman evaporadores. Los evaporadores son de *contacto directo* cuando los gases calientes pasan directamente sobre la solución a concentrar y son de *contacto indirecto* cuando el medio calefactor pasa por el interior o por el exterior de tubos metálicos y la disolución a concentrar pasa por el otro lado sin que se produzca mezcla de las corrientes.

4.9.1 BALANCES EN UN EVAPORADOR:

La operación puede representarse mediante el siguiente diagrama de flujo:



El subíndice 1 se refiere a la "alimentación" o sea la disolución diluida; el subíndice 2 a la disolución concentrada; el subíndice 3 al vapor procedente de la disolución sometida a la evaporación; el subíndice 4 al vapor de calefacción y el subíndice 5 al vapor condensado.

Balance de materia del lado de la disolución: $L_1 = G_3 + L_2$.
Balance de materia para los sólidos: $L_1x_1 = L_2x_2$
Balance de materia para el agua: $G_3 = L_1 – L_1(x_1/x_2)$
Balance de materia para el vapor de calentamiento: $G_4 = L_5$

Balances de energía:
$L_1H_1 + G_4H_4 = G_3H_3 + L_5H_5 + L_2H_2$
$G_4H_4 – L_5H_5 = G_3H_3 + L_2H_2 – L_1H_1$
$G_4 (H_4 – H_5) = G_3H_3 + L_2H_2 – L_1H_1$

Las entalpías H_2 y H_1 dependen de las características de las disoluciones.

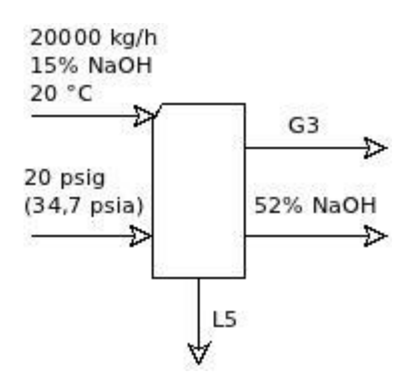
La mayor parte de las disoluciones no producen mucho calor de disolución (soluciones de azúcar, papel y sal) pero otras producen mucho calor de disolución (ácido sulfúrico, sosa cáustica). Cuando se concentran estas últimas disoluciones se necesita adicionar el calor de mezcla además del calor sensible y del calor latente. Estas disoluciones presentan además elevación en el punto de ebullición. Para resolver estos sistemas se usan los diagramas de entalpía – concentración.

En aquellos sistemas con calor de mezcla bajo, las entalpías de las soluciones de entrada y de salida se calculan a partir de las capacidades caloríficas de las disoluciones.

La entalpía del vapor de calefacción y del condensado procedente de este vapor se obtienen a partir de las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua lo mismo que la entalpía del vapor procedente de la solución empleando en este caso la temperatura de ebullición de la disolución. Si se trata de otro líquido, se obtendrán a partir de los C_P y los calores latentes.

4.10 EJERCICIOS

4.10.1 Un evaporador concentra 20000 kg/h de una disolución al 15% de NaOH hasta que tenga 52% de sólidos. La presión manométrica del vapor usado es de 20 psi. La presión barométrica es de 14,7 psi. La presión absoluta en el espacio de vaporización es de 120 torr. La temperatura de alimentación es de 20º C. Calcule la cantidad de vapor consumido.



T_B agua pura: P = 120 torr*(101325 Pa/760 torr) =15998,68 Pa = 16 kPa.
Interpolando en la tabla de propiedades termodinámicas del vapor de agua saturado entre 15 kPa y 20 kPa se obtiene: T_B agua = 55,2º C.
Del diagrama de Dühring: $T_{EBULLICIÓN\ SOLUCIÓN}$ = 104º C.
ΔT_e = 49º C.

Balances de materia:
$L_1x_1 = L_2x_2 \rightarrow L_2$ = (20000 kg/h*0,15)/0,52 = 5769,23 kg/h
$L_1 = G_3 + L_2 \rightarrow G_3$ = 20000 kg/h – 5769,23 kg/h = 14230,77 kg/h

Balance de energía:
$L_1H_1 + G_4H_4 = G_3H_3 + L_5H_5 + L_2H_2$
$G_4*(H_4 – H_5) = G_3H_3 + L_2H_2 – L_1H_1$
P = 20 psig + 14,7 psi = 34,7 psi *(101325 Pa/14,7 psi) = 239182 Pa = 0,239182 MPa.

Interpolando en las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua, para determinar $H_4 - H_5$:

$H_4 - H_5$ = 2185,73 kJ/kg = 2185,73 kJ/kg*(0,23901/1 kJ) = 522,41 kcal/kg

Interpolando en las tablas de vapor de agua, para determinar H_3, con P = 16 kPa y T = 104º C:

H_3 = 2694,4 kJ/kg = 2694,4 kJ/kg*(0,23901/1 kJ) = 644 kcal/kg

Para obtener el anterior valor (H_3), es necesario realizar una doble interpolación.

Del diagrama de entalpía – concentración para determinar H_1 y H_2:

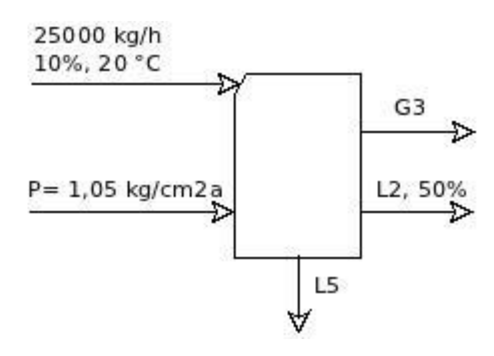
H_1 = 16 kcal/kg; H_2 = 136 kcal/kg

Reemplazando en el balance de energía:

G_4*522,41 kcal/kg = 14230,77 kg/h*644 kcal/kg + 5769,23 kg/h*136 kcal/kg – 20000 kg/h*16 kcal/kg

G_4 = 18432,3 kg/h

4.10.2 Una solución de un coloide orgánico en agua se va a concentrar de 10% a 50% de sólidos en un evaporador. El vapor utilizado para el calentamiento tiene una presión manométrica de 1,05 kg/cm^2. En el espacio de vaporización se mantiene una presión absoluta de 10 cm. de Hg. La alimentación será de 25000 kg/h. La disolución tiene una elevación del punto de ebullición y un calor de disolución despreciables. Calcule el consumo de vapor si la temperatura de la alimentación es de 20º C. El C_P de la disolución entrante es de 0,9 kcal/ (kg º C).



Presión del vapor de calefacción: 1,05 kg cm.$^{-2}$*101325 Pa/1,0333 kg cm.$^{-2}$ + 101325 Pa = 204288 Pa.

Presión en la cámara de vaporización: 10 cm. Hg* 101325 Pa/76 cm. Hg = 13332,24 Pa.

Balances de masa:

$L_1*x_1 = L_2*x_2 \rightarrow L_2$ = 25000 kg/h*(0,1/0,5) = 5000 kg/h

$L_1 = G_3 + L_2 \rightarrow G_3$ = 25000 kg/ − 5000 kg/h = 20000 kg/h

Balance de energía:

$L_1H_1 + G_4H_4 = G_3H_3 + L_5H_5 + L_2H_2$

$G_4*(H_4 - H_5) = G_3H_3 + L_2H_2 - L_1H_1$

De las tablas de propiedades termodinámicas para el agua:

$H_4 - H_5$ = 2200 kJ/kg (Interpolando).

$T_{PRODUCCIÓN\ VAPOR}$ = 51,25º C

Siendo esta la temperatura de referencia, H_3 es la entalpía del vapor saturado a esa temperatura y H_2 es cero.

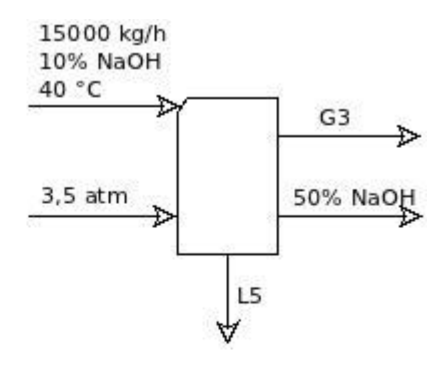
H_3 = 2594,3 kJ/kg

L_1H_1 = 25000 kg/h*0,9 kcal/(kg º C)*(−31,25º C) = − 703125 kcal/h*(1 kJ/0,23901 kcal) = − 2941822,5 kJ/h

Reemplazando en el balance de energía:

G_4*2200 kJ/kg = 20000 kg/h*2594,3 kJ/kg + 2941822,5 kJ/h = 24921,7 kg/h.

4.10.3 En un evaporador se tratan 15000 kg/h de una disolución de NaOH al 10% que ha de concentrarse hasta el 50% en peso. El vapor empleado como medio de calefacción es vapor saturado a 3,5 atm, y una vez condensado sale a la temperatura de condensación. El vacío mantenido en la cámara de evaporación es de 620 mm Hg, referido a la presión atmosférica normal. La alimentación entra a 40º C. Determínese el consumo horario de vapor de calefacción.



$P_{EVAPORACION}$ = 140 torr*(101325 Pa/760 torr) = 18665 Pa.

P_{VAPOR} = 3,5 atm*(101325 Pa/1 atm) = 354637,5 Pa.

$T_{EBULLICION\ DEL\ AGUA}$ = 58,5º C (Tablas de vapor de agua).

$T_{EBULLICION\ SOLUCION}$ = 102º C.

Balances de masa:

$L_1 * x_1 = L_2 * x_2 \rightarrow L_2$ = 15000 kg/h*(0,1/0,5) = 3000 kg/h

$L_1 = G_3 + L_2 \rightarrow G_3$ = 15000 kg/ − 3000 kg/h = 12000 kg/h

Balance de energía:

$L_1H_1 + G_4H_4 = G_3H_3 + L_5H_5 + L_2H_2$

$G_4*(H_4 – H_5) = G_3H_3 + L_2H_2 – L_1H_1$

$H_4 – H_5$ = 2146,8 kJ/kg (Tablas de vapor)

El valor de H_3 se obtiene mediante una doble interpolación en las tablas de propiedades termodinámicas del vapor de agua:

H_3 = 2690,26 kJ/kg.

Del diagrama de entalpía – concentración:

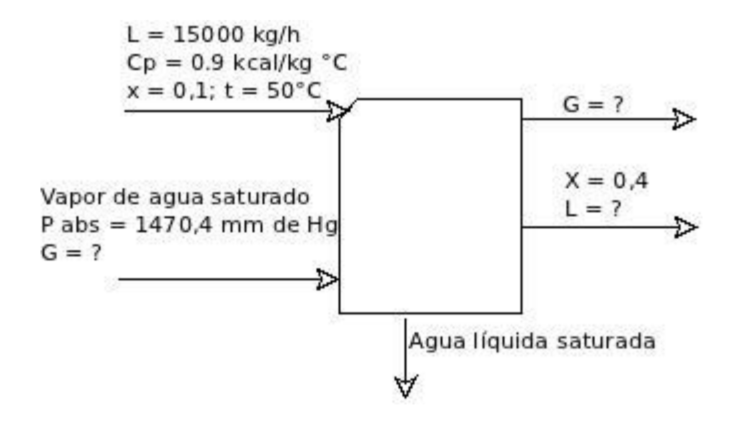
H_2 = 133 kcal/kg *1(kJ/0,2391 kcal) = 556,46 kJ/kg.

H_1 = 36 kcal/kg*1(kJ/0,2391 kcal) = 150,62 kJ/kg.

$\rightarrow G_4$*2146,8 kJ/kg = 12000 kg/h*2690,26 kJ/kg + 3000 kg/h*556,46 kJ/kg – 15000kg/h * 150,62 kJ/kg.

→ G_4 = 14763 kg/h.

4.10.4 Considérese el siguiente diagrama de flujo:



Calcúlese el consumo de vapor de calefacción, suponiendo que la solución no presenta aumento en el punto de ebullición.

Base de cálculo: 1 hora de evaporación.

Balance de masa para sólidos: $L_1x_1 = L_2x_2$

L_2 = (15000 kg)*(0,10)/0,40 = 3750 kg

Balance total de masa: $L_1 = G_3 + L_2$

G_3 = 15000 kg – 3750 kg = 11250 kg

Balance de energía: $G_4 (H_4 – H_5) = G_3H_3 + L_2H_2 – L_1H_1$

Tomando como temperatura de referencia la temperatura de la cámara de evaporación, es decir, la temperatura de ebullición del agua a 150 mm de Hg, la cual, según las tablas termodinámicas del vapor de agua es 60° C, hace que H_2 sea igual a cero, $H_1 = C_P(t_1 – t_R)$ y H_3 sea el calor de vaporización del agua a 60° C, es decir, 563,6 kcal/kg según las tablas termodinámicas del vapor de agua (del libro PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS DE FELDER Y ROUSSEAU, segunda edición).

$H_4 – H_5$ = 526,63 kcal/kg (PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS DE FELDER Y ROUSSEAU, segunda edición).

Reemplazando: G_4*(526,63 kcal/kg) = (11250 kg)*(563,6 kcal/kg) – (15000 kg)*(0,90 kcal/kg °C)*(50 – 60) °C
De donde: G_4 = 12296,11 kg, o sea, 12296,11 kg/h.

4.11 BALANCES DE ENERGÍA CON REACCIONES QUÍMICAS

En procesos donde hay reacciones químicas, por lo general, se presentan cambios grandes de entalpía. Si un cambio de entalpia en este caso resulta positivo, es necesario suministrar calor para evitar que la temperatura y la velocidad de reacción disminuyan, siendo la reacción endotérmica. Si el cambio de entalpía es negativo, la reacción suministra calor el cual debe ser bien aprovechado y el cambio químico es exotérmico. El calor absorbido o desprendido por un cambio químico se llama **calor de reacción** y juega un papel importante en la economía del proceso.

4.11.1 CALORES DE REACCIÓN:

El **calor de reacción** o **entalpía de reacción, ΔH_R**, es la diferencia $H_{PRODUCTOS} - H_{REACTIVOS}$ para una reacción en la cual los reactivos se suministran en las cantidades estequiométricas a una temperatura T y una presión P, se consumen totalmente y los productos salen a las mismas T y P.

Las unidades del calor de reacción son unidades de energía por mol. En este caso, la unidad mol se refiere bien sea al número de moles consumidos de cada reactivo o producidos de cada producto según la ecuación química balanceada. Por ejemplo, si para la reacción A + 3B → 2C el ΔH_R es -250 kJ/mol, se debe interpretar como -250 kJ/mol A, -250 kJ/3 mol B y -250 kJ/2 mol C. Significa además, que se consumieron 1 mol de A y 3 moles de B produciéndose 2 moles de C.

El **calor estándar de reacción, ΔH^o_R,** es el cambio de entalpía de una reacción cuando los reactivos y los productos están a la temperatura y a la presión de referencia, generalmente **25° C y 1 atm.**

Una reacción es exotérmica a una temperatura T si a esa temperatura ΔH_R es negativo y es endotérmica si ΔH_R es positivo.

A presiones bajas y moderadas, ΔH_R es independiente de la presión en la práctica.

El valor de ΔH_R depende de los estados de agregación de los reactivos y de los productos además del número de moles de los mismos.

Para una reacción que tiene lugar a volumen constante, el calor de reacción es igual a la variación de la energía interna del sistema, ΔU_R.

4. 11.2 LEY DE HESS:

A temperatura y presión dadas, la cantidad de energía necesaria para descomponer un compuesto en sus elementos es igual a la desprendida en la formación de aquel compuesto a partir de sus elementos. Este principio fue formulado por Lavoisier y Laplace en 1780. Un corolario de este principio se conoce como *ley de Hess* o *ley de suma constante de calor* y establece que el calor neto absorbido o desprendido en un proceso químico es el mismo si la reacción tiene lugar en una o en varias etapas. Según la ley de Hess, las ecuaciones químicas pueden considerarse como igualdades matemáticas y tratarse según las reglas del álgebra.

4.11.3 REACCIONES DE FORMACIÓN Y CALORES DE FORMACIÓN. CALORES DE COMBUSTIÓN:

Una *reacción de formación* de un compuesto es la reacción en la que se forma el compuesto a partir de sus elementos constitutivos como se encuentran normalmente en la naturaleza. El calor estándar de una reacción de este tipo es el **calor estándar de formación del compuesto**, ΔH^o_F.

Se puede demostrar, mediante la ley de Hess, que si n_i es el coeficiente estequiométrico de la i-ésima sustancia que participa en una reacción y $(\Delta H^o_F)_i$ es el calor estándar de formación de esa sustancia, entonces el calor estándar de la reacción es

$$\Delta H^o_R = \Sigma n_i(\Delta H^o_F)_{i,\ PRODUCTOS} - \Sigma n_i(\Delta H^o_F)_{i,\ REACTIVOS}$$

El calor estándar de formación de un elemento es cero.

Los datos de calores de formación de los compuestos están tabulados y aparecen en la bibliografía recomendada.

El **calor estándar de combustión**, ΔH^o_C, de una sustancia, es el calor de la reacción de esa sustancia con oxígeno, para dar productos específicos, cuando los reactivos y los productos están a 25° C y 1 atm (es decir, en el estado de referencia).

Los calores de combustión están tabulados en la bibliografía citada, pero es necesario observar en cada tabla el estado de referencia empleado y cuáles son los productos de la reacción.

Los calores de combustión se usan para compuestos orgánicos, por lo general. El calor de una reacción que involucra sólo sustancias combustibles y productos de combustión, puede calcularse aplicando la siguiente relación, la cual es otra aplicación de la ley de Hess:

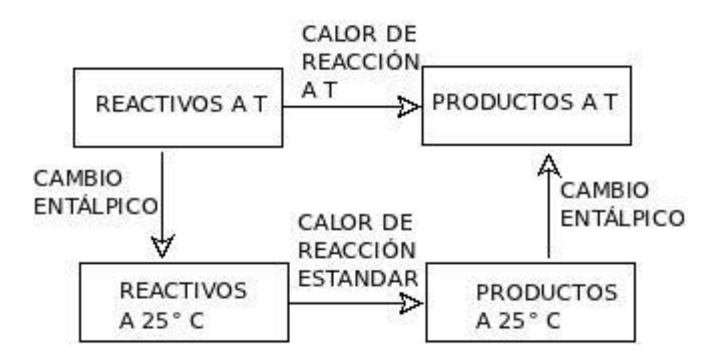
$$\Delta H^o_R = \Sigma\ n_i(\Delta H^o_C)_{i,\ REACTIVOS} - \Sigma\ n_i(\Delta H^o_c)_{i,\ PRODUCTOS}$$

4.11.4 CALORES DE FORMACIÓN DE COMPUESTOS EN DISOLUCIÓN:

Combinando los datos de los calores de formación con los de disolución, es posible calcular el calor de formación de un compuesto en una solución acuosa de concentración especificada. Este calor de formación es la suma del calor de formación del soluto y su calor integral de disolución a una concentración dada.

4.11.5 CALORES DE REACCIÓN A UNA TEMPERATURA DIFERENTE DE LA ESTÁNDAR:

No todas las reacciones químicas suceden a 25° C, pero con esa información se puede calcular el calor de reacción a cualquier temperatura diferente de 25° C.



$(\Delta H_R)_T = \Delta H^o_R - \Delta H_1 + \Delta H_2$

El balance de energía en un proceso químico se calcula utilizando la siguiente ecuación general:

$$Q = \sum \Delta H^o_R + \sum \Delta H_S - \sum \Delta H_E$$

Q: Calor desprendido (negativo) o absorbido (positivo) en el proceso.

$\sum \Delta H^o_R$: Suma de las entalpías estándar de todas las reacciones.

$\sum \Delta H_S$: Suma de las entalpías de las corrientes de salida a las temperaturas correspondientes y referidas a 25 ° C.

$\sum \Delta H_E$: Suma de las entalpías de las corrientes de entrada a las temperaturas correspondientes y referidas a 25 ° C.

Deben considerarse los cambios de fase que ocurren durante el proceso.

4.11.6 REACCIONES ADIABÁTICAS:

Una reacción adiabática es aquella que se lleva a cabo dentro de un recipiente (o reactor) que evite las pérdidas de calor. Bajo estas condiciones, la temperatura aumentará si la reacción es exotérmica (desprende calor) o disminuirá si es endotérmica (absorbe calor). En todo caso es deseable conocer la temperatura final.

En estos casos, $\Delta H_R = 0$ (o sea que no hay cambio de entalpía en el sistema).

$\rightarrow \Delta H^o_R = \Delta H_{PRODUCTOS} = \int_{Tf}^{298} C_P * dT$

En caso de que los reactivos sean combustibles, la temperatura final recibe el nombre de **temperatura teórica de flama**.

En caso de que los reactivos no estén a 25° C:

$\Delta H^o_R = \int_{298}^{T1} C_P \text{ (reactivos)} * dT + \int_{Tf}^{298} C_P \text{ (productos)} * dT$

4.12 EJERCICIOS:

4.12.1 Se han determinado experimentalmente los siguientes calores de reacción:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$: $\Delta H_R = -393,51$ kJ/mol
$CO + ½ O_2 \rightarrow CO_2$: $\Delta H_R = -282,99$ kJ/mol
Calcule el calor de reacción para:
$C + ½ O_2 \rightarrow CO$.

La primera reacción se escribe tal como aparece y la segunda se invierte. Luego, se suman algebraicamente estas dos ecuaciones y se suman los calores de reacción:

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ ΔH_R = -393,51 kJ/mol

$CO_2 \rightarrow CO + ½ O_2$ ΔH_R = 282,99 kJ/mol

Efectuando la suma:

$C + ½ O_2 \rightarrow CO$ ΔH_R = -110,52 kJ/mol.

4.12.2 Se determinaron experimentalmente los calores de las siguientes reacciones de combustión:

$C_2H_6 + 7/2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$ ΔH^o_R = - 1559,8 kJ/mol

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ ΔH^o_R = - 393,5 kJ/mol

$H_2 + ½ O_2 \rightarrow H_2O$ ΔH^o_R = - 285,8 kJ/mol

Utilice la ley de Hess y los calores de reacción que se proporcionan, para determinar el calor estándar de la reacción $2\ C + 3\ H_2 \rightarrow C_2H_6$

Se invierte la primera de las reacciones dadas. La segunda se multiplica por 2 y la tercera se multiplica por 3. Finalmente, se suman algebraicamente estas tres últimas ecuaciones:

$2\ CO_2 + 3\ H_2O \rightarrow C_2H_6 + 7/2\ O_2$ ΔH^o_R = 1559,8 kJ/mol

$2\ C + 2\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2$ ΔH^o_R = - 787 kJ/mol

$3\ H_2 + 3/2\ O_2 \rightarrow 3\ H_2O$ ΔH^o_R = - 857,4 kJ/mol

Sumando:

$2\ C + 3\ H_2 \rightarrow C_2H_6$ ΔH^o_R = - 84,6 kJ/mol

4.12.3 Calcule el calor normal de reacción de la siguiente:

$2\ FeS_2\ (s) + 4\ O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 4\ SO_2$

De la tabla 29 del libro Principios de los procesos químicos de Hougen, Watson y Ragatz:

ΔH^o_F FeS_2 (s) = - 42,52 kcal/mol

ΔH^o_F Fe_2O_3 = - 196,5 kcal/mol

ΔH^o_F SO_2 = - 70,96 kcal/mol

$\Delta H^o_R = \Sigma n_i(\Delta H^o_F)_{i,\ PRODUCTOS} - \Sigma n_i(\Delta H^o_F)_{i,\ REACTIVOS}$

ΔH^o_R = {(-196,5 + 4 * (-70,96)) - 2 * (-42,52)} kcal/kmol = - 395,3 kcal

4.12.4 Calcule el calor estándar de reacción para la siguiente:

C_2H_5OH (l) + CH_3COOH (l) → $C_2H_5OOCCH_3$ (l) + H_2O (l)

De la tabla 30 del libro Principios de los procesos químicos de Hougen, Watson y Ragatz:

ΔH^o_C C_2H_5OH = - 326700 cal

ΔH^o_C CH_3COOH = - 208340 cal

ΔH^o_C $C_2H_5OOCCH_3$ = - 538760 cal

$\Delta H^o_R = \Sigma\, n_i(\Delta H^o_C)_{i,\ REACTIVOS} - \Sigma\, n_i(\Delta H^o_c)_{i,\ PRODUCTOS}$

ΔH^o_R = - 326700 cal - 208340 cal + 538760 cal = 3720 cal.

4.12.5 Calcule el calor de formación del H_2SO_4 para formar una disolución acuosa que contenga 5 moles de agua por mol de H_2SO_4.

ΔH^o_F H_2SO_4(l) = - 193,91 kcal/mol (Tabla 29 Hougen y otros)

ΔH^o_S = - 58,03 kJ/mol H_2SO_4 (Tabla 8.5-1 Felder y otro, segunda edición)

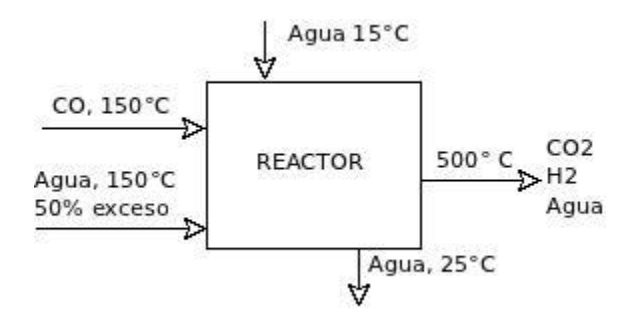
ΔH_F = (-193,91 kcal/mol) * 1 mol + (-58,03 kJ / mol ácido) * 1 mol * 0,23901 kcal / kJ

ΔH_F = - 207,78 kcal

4.12.6 Se produce hidrógeno en forma comercial por la siguiente reacción:

$$CO + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2$$

Se diseña una planta que utiliza este proceso con el fin de producir 100 kg de H_2 por día. El vapor y el monóxido de carbono entran al reactor a 150° C y los productos de reacción emergen a 500° C. Se alimenta un 50% en exceso de vapor y la reacción es completa. El reactor está rodeado por una chaqueta llena de agua, la cual se alimenta a 15° C. Calcúlese el flujo de agua requerido para el enfriamiento si el aumento de temperatura del agua debe mantenerse por debajo de 10° C.



Base de cálculo: 100 kg de hidrógeno producido o 1 día de operación.

En primer lugar se realiza el balance de masa:

Moles de H_2 = (100 kg)*(1 kg mol/2 kg) = 50 kg mol.

Moles teóricas de agua = 50 kg mol.

Moles suministradas de agua = (50 kg mol)*1,5 = 75 kg mol.

Moles suministradas de CO = 50 kg mol.

Moles producidas de CO_2 = 50 kg mol.

El balance de energía se plantea de la siguiente manera: El calor desprendido de la reacción es aprovechado por el agua para aumentar su temperatura máximo 10° C, es decir, hasta 25° C. La temperatura de referencia para estos cálculos es 25° C.

Ahora, el calor desprendido por la reacción se calcula con la ecuación

$Q = \sum\Delta H^o_R + \sum\Delta H_S - \sum\Delta H_E$

Utilizando la tabla de calores de formación del texto BALANCE DE ENERGÍA de Néstor Gooding Garavito, se calcula $\sum\Delta H^o_R$ así:

$\sum\Delta H^o_R$ = (50000 g mol)*(-393,5 kJ/g mol) – (50000 g mol)*(-110,52 kJ/g mol) – (50000 g mol)*(-241,83 kJ/g mol) = -2057500 kJ.

El cálculo de $\sum\Delta H_S$ se hace utilizando las capacidades caloríficas medias entre 25° C y 500° C dadas en la tabla 6 del texto BALANCE DE ENERGÍA de Néstor Gooding Garavito, así:

$\sum\Delta H_S$ = [(25 kg mol)*(9,539 kcal/kg mol °C) + (50 kg mol)*(6,995 kcal/kg mol °C) + (50 kg mol)*(10,776 kcal/kg mol °C)]*475° C = 535336,875 kcal.

Utilizando los datos dados en la misma tabla mencionada en el párrafo anterior se calcula $\sum\Delta H_E$, teniendo presente que la variación de temperatura es entre 25 y 150° C.

$\sum\Delta H_E$ = [(75 kg mol)*(8,1305 kcal/kg mol °C) + (50 kg mol)*(7 kcal/kg mol °C)]*125° C.

$\sum\Delta H_E$ = 119973,4375 kcal.

Entonces:

Q = (-2057500 kJ)*(1 kcal/4,184 kJ) + 535336,875 kcal - 119973,4375 kcal

Q = - 76390,8646 kcal.

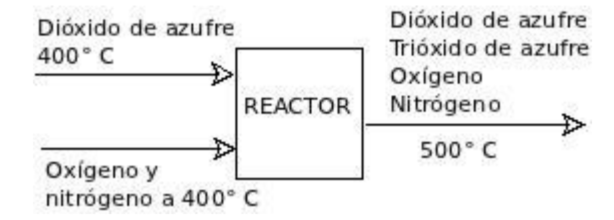
Este calor lo recibe el agua y se usa para calcular la masa de agua alimentada a la chaqueta:

76390,8646 kcal = (m_{agua})*($C_{P\ agua}$)*(ΔT)$_{agua}$.

Entonces m_{agua} = 76390,8646 kcal/[(1 kcal/kg °C)*(10° C)] = 7639,09 kg

El flujo de agua requerido para el enfriamiento es 7639,09 kg/día.

4.12.7 El SO_2 se oxida con un 100% en exceso de aire. Sólo el 80% del SO_2 reacciona. Los gases entran al reactor a 400° C y salen a 500° C. ¿Cuántas kilocalorías son absorbidas en el intercambiador de calor del reactor por cada 100 kg de SO_2 alimentado?



Base de cálculo: 100 kg de SO_2

Se convierte la base de cálculo en unidades molares, pues los cálculos con reacciones químicas se facilitan en estas unidades: n_{SO2} = (100 kg)*(1 kg mol/64 kg) = 1,5625 kg mol.

n_{SO2} que reaccionan = 1,25 kg mol → n_{SO2} que no reaccionan = 0,3125 kg mol.

La reacción que ocurre es: $SO_2 + ½\ O_2 \rightarrow SO_3$

n_{O2} teóricos = (1,5625 kg mol SO_2)*(0,5 kg mol O_2/1 kg mol SO_2) = 0,78125 kg mol.
n_{O2} suministrados = 1,5625 kg mol.
n_{N2} suministrados = (1,5625 kg mol)*(79/21) = 5,878 kg mol.

n_{O2} que reaccionan = (1,25 kg mol SO_2)*(0,5 kg mol O_2/1 kg mol SO_2) = 0,625 kg mol.

Con esta información se puede calcular el número de moles de cada uno de los productos:

n_{SO3} que salen = 1,25 kg mol.
n_{SO2} que salen = 0,3125 kg mol.
n_{O2} que salen = 1,5625 kg mol – 0,625 kg mol = 0,9375 kg mol.
n_{N2} que salen = 5,878 kg mol.

Balance de energía: Temperatura de referencia: 25° C.

$Q = \Sigma\Delta H°_R + \Sigma\Delta H_{SALIDA} - \Sigma\Delta H_{ENTRADA}$

$\Sigma\Delta H°_R = \Sigma\Delta H°_{F\ PRODUCTOS} - \Sigma\Delta H°_{F\ REACTIVOS}$ = (-395,18 kJ/g mol)*(1250 g mol) + (296,9 kJ/g mol) *(1250 g mol) = -122850 kJ.
Los calores de formación se tomaron del libro BALANCE DE ENERGÍA de Néstor Gooding Garavito.

$\Sigma\Delta H_{SALIDA}$ = (1,25 kg mol)*(15,82 kcal/kg mol °C)*475° C + (0,3125 kg mol)*(11,22 kcal/kg mol °C)*475° C + (0,9375 kg mol)*(7,515 kcal/kg mol °C)*475° C + (5,878 kg mol)*(7,159 kcal/kg mol °C)*475° C = 34393,4 kcal

$\Sigma\Delta H_{ENTRADA}$ = (1,5625 kg mol)*(10,94 kcal/kg mol °C)*375° C + (1,5625 kg mol)*(7,406 kcal/kg mol °C)*375° C + (5,878 kg mol)*(7,089 kcal/kg mol °C)* 375° C = 26375,5 kcal.
Los datos de capacidades caloríficas se obtuvieron del libro BALANCE DE ENERGÍA de Néstor Gooding Garavito.

Q = (-122850 kJ)*(1 kcal/4,1855 kJ) + 34393,4 kcal – 26375,5 kcal = - 21333,43 kcal.

4.12.8 Determínese el calor de reacción a 500° C para la reacción:

$$CaCO_{3(S)} \rightarrow CaO_{(S)} + CO_{2(g)}$$

La ecuación de balance de energía en este caso es:

$Q = \sum\Delta H°_R + \sum\Delta H_S - \sum\Delta H_E$

La temperatura de referencia es 25° C. Del libro BALANCE DE ENERGÍA de Néstor Gooding Garavito se toman la capacidad calorífica media del CO_2 entre 25° C y 500° C y las ecuaciones de capacidad calorífica para las otras dos sustancias.

$\sum\Delta H_E = \int(82,34 + 4,975*10^{-2}T)dT$ con T en Kelvin y C_P en J/(g mol K)

$\sum\Delta H_E = [82,34*(773 – 298) + 0,024875*(773^2 – 298^2)$

$\sum\Delta H_E$ = 51766,03 J/g mol.

$\sum\Delta H_S = \int(41,84 + 2,03*10^{-2}T)dT$ + 10,776 cal/(g mol °C)*(475° C)*(4,1855 J/cal)

$\sum\Delta H_S = [41,84*(773 – 298) + 0,01015*(773^2 – 298^2)$ J/g mol + 21423,90 J/g mol.

$\sum\Delta H_S$ = 46461,46 J/g mol.

Para calcular el calor estándar de reacción se emplean los datos de calores de formación del libro BALANCE DE ENERGÍA de Néstor Gooding Garavito.

$\Sigma\Delta H°_R$ = -393,5 kJ/g mol – 635,6 kJ/g mol + 1206,9 kJ/g mol = 177,8 kJ/g mol.

Q =177800 J/g mol + 46461,46 J/g mol - 51766,03 J/g mol

Q = 172495,43 J/g mol.

4.12.9 Se quema metano en un horno con el doble de la cantidad estequiométrica de aire. El metano y el aire ingresan en el horno a 25° C. Calcúlese la temperatura teórica de flama.

La reacción que ocurre es:

$CH_{4(g)} + 2\ O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\ H_2O(l)$

Base de cálculo: 1 g mol de metano.

Se hace el balance de masa:

n_{O2} teórico = 2 g mol.

n_{O2} suministrado = 4 g mol.

n_{N2} suministrado = 15,05 g mol.

n_{CH4} suministrado = 1 g mol.

Masa total suministrada = (1 g mol)*(16 g/g mol) + (4 g mol)*(32 g/gmol) + (15,05 g mol)*(28 g/g mol) = 565,4 g.

n_{CO2} producido = 1 g mol.

n_{H2O} producido = 2 g mol.

n_{O2} que salen = 2 g mol.

n_{N2} que salen= 15,05 g mol.

Masa total a la salida = (1 g mol)*(44 g/g mol) + (2 g mol)*(18 g/g mol) + (2 g mol)*(32 g/g mol) + (15,05 g mol)*(28 g/g mol) = 565,4 g.

La ecuación que se aplica para calcular la temperatura teórica de flama es:

$\Delta H^o_R = \Delta H_{PRODUCTOS} = \int_{Tf}^{298} C_P * dT$ (Los reactivos están a 25° C).

$C_P\ CO_2 = [(6,214 + 10,396*10^{-3}T – 3,545*10^{-6}T^2)$ cal/(g mol K)]*1 g mol.

$C_P\ H_2O = [(7,256 + 2,298*10^{-3}T + 0,283*10^{-6}T^2)$ cal/(g mol K)]*2 g mol.

$C_P\ O_2 = [(6,148 + 3,102*10^{-3}T – 0,923*10^{-6}T^2)$ cal/(g mol K)]*2 g mol.

$C_P\ N_2 = [(6,524 + 1,25*10^{-3}T – 0,001*10^{-6}T^2)$ cal/(g mol K)]*15,05 g mol.

$C_P\ CO_2 = 6,214 + 10,396*10^{-3}T – 3,545*10^{-6}T^2$

$C_P\ H_2O = 14,512 + 4,596*10^{-3}T + 0,566*10^{-6}T^2$

$C_P\ O_2 = 12,296 + 6,204*10^{-3}T – 1,846*10^{-6}T^2$

$C_P\ N_2 = 98,19 + 18,8*10^{-3}T – 0,01505*10^{-6}T^2$

$C_P = 131,212 + 0,04T – 4,84*10^{-6}T^{-2}$

$\Delta H°_R$ = -212,798 kcal/g mol. (Corresponde al calor estándar de combustión del metano).

Entonces: -212798 cal = $\int_T^{298}(131{,}212 + 0{,}04T - 4{,}84 \cdot 10^{-6}T^2) \cdot dT$

-212798 cal = $131{,}212 \cdot (298 - T) + 0{,}02 \cdot (298^2 - T^2) - 1{,}61 \cdot 10^{-6} \cdot (298^3 - T^3)$

-212798 cal = $39101{,}2 - 131{,}212 \cdot T + 1776{,}1 - 0{,}02 \cdot T^2 - 42{,}61 + 1{,}61 \cdot 10^{-6}T^3$

$-253632{,}69 = - 131{,}212 \cdot T - 0{,}02 \cdot T^2 + 1{,}61 \cdot 10^{-6}T^3$

Se suponen valores para la temperatura hasta cuando los dos miembros de la ecuación se igualen:

Primera suposición: T = 1500° C → -253632,69 cal ≠ -286536,16 cal.
Segunda suposición: T = 1200° C → -253632,69 cal ≠ -231524,28 cal.
Tercera suposición: T = 1320° C → -253632,69 cal = 253265,31 cal.
Este valor se puede aceptar. Entonces: T = 1320° C. También se puede obtener interpolando entre las dos primeras suposiciones. Haciendo esto último se obtiene T = 1320,57° C.

4.12.10 Calcúlese la temperatura teórica de flama para el monóxido de carbono gaseoso cuando se quema a presión constante con aire suministrado en un 100% de exceso y entrando los reactivos a 100° C y 1 atm.

La reacción es: $CO_{(g)} + ½ O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)}$
NOTA: En la solución de este ejercicio se utiliza un método diferente al empleado en la solución del ejercicio anterior.
Base de cálculo: 1 gmol de CO.

Se realiza el balance de masa:
n_{O2} teórico = 0,5 g mol → n_{O2} suministrado = (0,5 g mol)*2 = 1 g mol.
n_{N2} suministrado = (1 g mol)*3,762 = 3,762 g mol → n_{AIRE} suministrado = 4,762 g mol.
Masa total que entra = (1 gmol)*(28 g/g mol) + (3,762 g mol)*(28 g/g mol) + (1 gmol)*(32 g/g mol) = 165,336 g.

n_{CO2} producidos = 1 g mol.

n_{O2} a la salida = 0,5 g mol.
n_{N2} a la salida = 3,762 g mol.
Masa total que sale = (1 g mol)*(44 g/g mol) + (0,5 g mol)*(32 g/g mol) + (3,762 g mol)*(28 g/g mol) = 165,336 g.

Para el balance de energía se toma como temperatura de referencia 25° C y se aplica la siguiente ecuación:
$\Delta H°_R = \int_{298}^{T1} C_P$ (reactivos) * dT + $\int_{Tf}^{298} C_P$ (productos) * dT
$\Delta H°_R = \Delta H_{REACTIVOS} + \Delta H_{PRODUCTOS}$

Las capacidades caloríficas de los reactivos:
C_P CO = 6,983 cal/(g mol K) = 29,217 J/(g mol K).
C_P aire = 6,996 cal/(g mol K) = 29,27 J/(g mol K).
$\Delta H_{REACTIVOS} = \int_{25}^{100}$[(6,983 cal/gmol K)*1 g mol + (6,996 cal/gmol K)*4,762 g mol]
$\Delta H_{REACTIVOS}$ = (40,298 cal/K)*75 K = 3022,3464 cal.

El término $\Delta H°_R$ corresponde al calor de combustión del CO: - 282,99 kJ/g mol. Como la base de cálculo es 1 g mol de CO, se tiene:
$\Delta H°_R$ = - 282,99 kJ = - 67637,44 cal.

Se supone la temperatura de flama. Con esta suposición se calcula $\Delta H_{PRODUCTOS}$ y se aplica la ecuación del balance de energía. Si los dos términos de la ecuación resultan iguales, la suposición es correcta. De lo contrario, se supone otra temperatura y se repite el procedimiento hasta cuando los dos términos de la ecuación se igualen:
Primera suposición: T = 1600° C:
$\Delta H_{PRODUCTOS}$ = 1 gmol * 12,75 cal/(gmol)(K) * (-1575 K) + 0,5 gmol * 8,269 cal/(gmol)(K) * (-1575 K) + 3,762 gmol * 7,844 cal/(gmol)(K) *(-1575 K)
$\Delta H_{PRODUCTOS}$ = -73069,9641 cal.
Entonces: -67637,44 cal = 3022,3464 cal – 73069,9641 cal
-67637,44 cal ≠ -70047,62 cal.

Segunda suposición: T = 1500 °C:

$\Delta H_{PRODUCTOS}$ = 1 gmol * 12,69 cal/(gmol)(K) * (-1475 K) + 0,5 gmol * 8,203 cal/(gmol)(K) * (-1475 K) + 3,762 gmol * 7,786 cal/(gmol)(K) *(-1475 K)

$\Delta H_{PRODUCTOS}$ = -67971,5872 cal.

Entonces: -67637,44 cal = 3022,3464 cal -67971,5872 cal

-67637,44 cal ≠ -64949,24

Interpolando se obtiene la respuesta: T = 1552,73° C.

4. 13 EJERCICIOS PROPUESTOS

4.13.1 Calcúlese la capacidad calorífica del $N_{2\ (g)}$ a 1 atm y 500 K.

Respuesta: 7.11 cal/(g mol)(K)

4.13.2 Calcúlese la entalpía del N_2 (g) a 1000° C respecto a 25° C.

Respuesta: 7319,325 kcal/kg mol

4.13.3 Calcúlese la entalpía del CO a 500° C respecto a 200° C.

Respuesta: 2196,8 kcal/kg mol.

4.13.4 Un gas tiene la siguiente composición molar: 20% H_2 y 80% O_2.

(a) Determínese su entalpía a 700° C respecto a 25° C.

(b) Determínese su entalpía a 700° C respecto a 100° C en kcal/m^3 de gas en condiciones normales.

Utilícense capacidades caloríficas medias.

Respuestas: (a) 5110,56 kcal/kg mol de mezcla; (b) 204,41 kcal/m^3.

4.13.5 Determínese el cambio de entalpía que acompaña el calentamiento del aluminio desde 400 K hasta 800 K. La temperatura normal de fusión del aluminio es 660° C.

Respuesta: 100 cal/g.

4.13.6 Determínese la entalpía del etanol a 150° C y 1 atm respecto a 25° C y etanol líquido.

Respuesta: 51,23 kJ/g mol.

4.13.7 Determínese la entalpía del vapor de agua a presión de 1 atm y temperatura de 150° C, respecto a 0° C y agua en estado líquido.

Respuesta: 2776,5 kJ/kg.

4.13.8 Se dispone de 4 m^3 de un aire enriquecido en O_2 cuya composición es 29% O_2 y 71% N_2, el cual se calienta desde 200° C hasta 500° C. Calcúlese el número de kilocalorías requeridas para efectuar este calentamiento si la presión es 1 atm.

Respuesta: 228,22 kcal.

4.13.9 Calcúlese el calor necesario para llevar 150 g mol / h de una corriente que contiene 60% de etano y 40% de propano por volumen de 0° C a 400° C. Determine la capacidad calorífica de la mezcla como parte de la solución del ejercicio.

Respuesta: 5233,5 kJ/h

4.13.10 Se emplea vapor saturado a 300° C para calentar una corriente de vapor de metanol que fluye a contracorriente de 65° C a 260° C, en un intercambiador de calor adiabático. La velocidad de flujo del metanol es 5500 litros estándar por minuto, y el vapor se condensa y sale del intercambiador como agua líquida a 90° C. (a) Calcúlese la velocidad de flujo necesaria del vapor de entrada en m^3/min (b) Calcúlese la velocidad de transferencia de calor del agua al metanol (kW)

Respuestas: (a) 1,126 kg/min (b) 44,532.

4.13.11 Calcúlese la temperatura final cuando se mezclan 10 kg de HCl al 10% en masa y a 20° C con 10 kg de HCl al 20% en masay a 50° C. El proceso es adiabático.

Respuesta: 33,87° C

4.13.12 El calor de disolución del amoníaco en agua a 1 atm es:

ΔH_S (25° C, r = 2 mol agua / mol amoníaco) = – 78,2 kJ/mol

Calcúlese el cambio de entalpía que acompaña a la solución de 400 mol de NH_3 en 800 mol de agua a 25° C y 1 atm.

Respuesta: – 31280 kJ

4.13.13 Una solución al 10% en masa de H_2SO_4 y 80° F se concentra hasta el 50% en masa evaporando parte del agua que contiene. La solución concentrada y el vapor de agua emergen del evaporador a 200° F y 1 atm. Calcúlese la velocidad a la cual se debe transferir calor al evaporador para procesar 825 lbm/h de la solución de alimentación.

Respuesta: 743506,5 Btu/h

4.13.14 Un secador que opera a presión atmosférica seca 10 toneladas por día de grano húmedo a 21° C desde una humedad del 10% (base húmeda) hasta una humedad de 1% (base húmeda). El flujo de aire es en contracorriente con respecto al flujo de grano y entra a 107° C de bulbo seco y 43° C de bulbo húmedo, para salir saturado a 52° C de bulbo seco. No hay pérdidas de calor en el secador. El grano se descarga a 43° C. Los calores específicos del grano que entra y sale son respectivamente 0,253 kcal/(kg °C) y 0,180 kcal/(kg °C). Determínese el calor suministrado al secador, si la operación es continua.

R/ 380292,44 kcal

4.13.15 Se alimenta un intercambiador de calor con 1000 kg aire/min a 24° C y con una humedad absoluta de 0,01 kg agua/kg as. Este aire se calienta usando vapor de agua saturado a 5 psig el cual se condensa en el intercambiador. El aparato está perfectamente aislado. La temperatura del aire saliente es 27° C. Calcúlese el flujo másico de vapor.

Respuesta: 1,374 kg/min.

4.13.16 Se alimentan 15000 kg de una solución acuosa con 5% en masa de sólidos a un evaporador. La solución no presenta aumento en el punto de ebullición y se concentra hasta el 20% en masa. El medio calefactor es vapor de agua saturado a 110° C el cual únicamente entrega

su calor de condensación. La presión absoluta en la cámara de evaporación es 0,33 bar. El calor específico de la alimentación es 1 kcal/(kg °C) y su temperatura a la entrada del evaporador es 20° C. ¿Cuál es la masa requerida del vapor de calefacción?
R/ 14707 kg

4.13.17 En un evaporador se concentran 20000 kg/h de una solución desde el 10% hasta el 40% en masa. El vapor de calefacción es vapor saturado a 1,74 atm de presión absoluta, y el condensado sale a la temperatura de condensación. El vapor procedente de la solución condensa a 50° C; el calor específico de la solución puede tomarse como 1 kcal/(kg °C) para todas las concentraciones. La alimentación entra a 20° C. Calcúlese el consumo horario de vapor.
R/ 18706 kg

4.13.18 Calcule el calor de reacción a 125º C de la reacción $CO + ½ O_2 \rightarrow CO_2$
R/ − 68,105 kcla/mol.

4.13.19 Calcule el calor producido en la siguiente reacción:
H_2 (g,200º C) + ½ O_2 (g,200º C) → H_2O (g, 770ºC)
R/ / − 53,6989 kcal/mol H_2O

4.13.20 El CO puro se mezcla con 100% de aire en exceso y se quema completamente a presión constante. Los reactivos originalmente están a 200º C. Determine el calor eliminado o agregado si los productos salen a 2000º C.
R/18841,092 cal.

4.13.21 Un investigador cree que ha desarrollado un nuevo catalizador que puede realizar la siguiente reacción en fase gaseosa, con 100% de conversión:
$CO_2 + 4\ H_2 \rightarrow 2\ H_2O + CH_4$
Estime el calor que se debe proporcionar o eliminar si los gases entran y salen a 500º C.
$C_P\ CO_2 = 6,393 + 10,1*10^{-3}*T - 3,405*10^{-6}*T^2$ T en K y C_P en cal/(mol K)
$C_P\ H_2 = 6,424 + 1,039*10^{-3}*T - 0,078*10^{-6}*T^2$ T en K y C_P en cal/(mol K)
$C_P\ H_2O = 6,97 + 3,464*10^{-3}*T - 0,483*10^{-6}*T^2$ T en K y C_P en cal/(mol K)

C_P CH_4 = 3,204 + 18,41*10^{-3}*T − 4,48*10^{-6}*T^2 T en K y C_P en cal/(mol K)
R/ − 43963,78 cal.

4.13.22 Considerando la reacción de combustión del vapor de n – butano, calcúlese la velocidad del cambio de entalpía, en kJ/s, si se producen 2400 g mol/s de CO_2 en dicha reacción, y tanto los reactivos como los productos están a 25° C.
Respuesta: – 1.727.100 kJ/s

4.13.23 Considérese la oxidación del amoníaco:

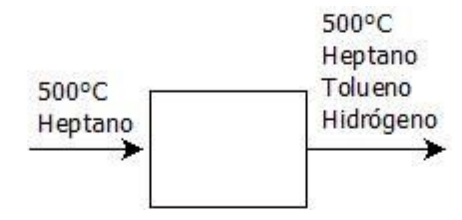
$4\ NH_3\ (g) + 5\ O_2\ (g) \rightarrow 4\ NO\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$.

Un reactor se alimenta con 100 g mol NH_3/h y 200 g mol O_2/h, a 25 °C, en donde el amoníaco se consume completamente. El flujo de productos sale como un gas a 300 °C. Calcúlese el calor transferido hacia o desde el reactor, suponiendo que el proceso se efectúa, aproximadamente, a 1 atmósfera.
R/ ─ 19735,86 kJ.

4.13.24 El heptano normal produce tolueno mediante la siguiente reacción:

$C_7H_{16}\ (g) \rightarrow C_6H_5CH_3\ (g) + 4\ H_2\ (g)$

Si se obtiene un rendimiento de 35% con respecto al teórico en las condiciones mostradas en la figura, ¿qué cantidad de calor se requiere en el proceso por cada 1000 lb de tolueno producidas? Puede tomarse la capacidad calorífica media del heptano gaseoso para las condiciones del proceso como 62 cal/(gmol °C).



R/ 1.247.282 kJ.

4.13.25 En la producción de muchos dispositivos micro electrónicos se usan procesos de deposición química de vapores (DQV) para depositar películas delgadas y excepcionalmente uniformes de dióxido de silicio sobre obleas de silicio. Cierto proceso DQV implica la reacción entre silano y oxígeno a presión muy baja: SiH_4 (g) + O_2 (g) = SiO_2 (g) + 2 H_2 (g).
El gas de alimentación, que contiene O_2 y SiH_4 en una proporción de 8 mol O_2 / mol SiH_4, entra al reactor a 298 K y 3 Torr absoluta. Todo el SiH_4 de la alimentación se consume. Determínese la velocidad requerida de transferencia de calor (kW) para una alimentación de 27,5 m^3/h al reactor.
DATOS:
$\Delta H°_F$ SiH_4 (g) = – 61,9 kJ/g mol; $\Delta H°_F$ SiO_2 (g) = – 851 kJ/g mol
C_P SiH_4 (g) [kJ/ g mol K] = $0{,}01118 + 12{,}2 * 10^{-5}\ T - 5{,}548 * 10^{-8}\ T^2 + 6{,}84 * 10^{-12}\ T^3$
C_P SiO_2 (g) [kJ/ g mol K] = $0{,}04548 + 3{,}646 * 10^{-5}\ T - 1{,}009 * 10^3\ T^{-2}$

4.13.26 El SO_2 se oxida a SO_3 en un reactor pequeño de una planta piloto. Se alimenta el reactor con SO_2 y 100% de aire en exceso, a 450 °C. La reacción procede hasta una conversión de 65% de SO_2, y los productos salen del reactor a 550° C. La velocidad de producción de SO_3 es 100 kg/h. El reactor está rodeado por un refrigerante de agua, el cual se alimenta con agua a 25° C. Calcúlese la velocidad de flujo mínima del agua de enfriamiento, si el aumento de temperatura del agua debe mantenerse debajo de los 15° C.
Respuesta: 1287,45 kg/h

4.13.27 ¿Cuál es la temperatura máxima alcanzada cuando se lleva a cabo adiabáticamente la siguiente reacción: $H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)}$?
Utilice la siguiente expresión para la capacidad calorífica del agua en fase gaseosa: $7{,}256 + 2{,}298*10^{-3}*T + 0{,}283*10^{-6}*T^2$, cal/ (mol K).
R/ T = 4305,2 K.

4.13.28 El coque puede convertirse a CO mediante la reacción: CO_2 + C = 2 CO.
Se alimenta al reactor un coque que contiene 84% de C y el resto cenizas no combustibles, junto con una cantidad estequiométrica de CO_2; el coque se alimenta a 25° C, mientras que el CO_2 entra a 2200° C. Se proporciona calor al reactor a un ritmo de 2728 Btu/lb de coque alimentado. Los

productos gaseosos y el desecho sólido (la ceniza y el C que no se quemó) abandonan el reactor a 1000° C. Calcúlese el porcentaje de C en el coque que se convierte a CO.
C_P de la ceniza = 0,253 cal/g °C
Respuesta: 84,56%.

4.13.29 Se quema metanol líquido con 100% de aire en exceso. El ingeniero que diseña el horno debe calcular la temperatura más alta que deben soportar las paredes del mismo, de manera que pueda seleccionar un material apropiado de construcción. Efectúe este cálculo, suponiendo que se suministra el metanol a 25 °C y que el aire entra a 100 °C.
R/ 1242 °C.

4.13.30 Calcúlese la temperatura teórica de flama de un gas que contienen 20% y 80% de CO y de N_2 en volumen, cuando se quema con aire en 100% de exceso con respecto al teórico requerido. El gas y el aire están inicialmente a 25° C.
Respuesta: 1239 K

BIBLIOGRAFÍA

Cengel, Y. y Boles, M. TERMODINÁMICA. Sexta edición. McGraw Hill. Interamericana Editores, S.A. de C.V. 2009.

Felder, R. y Rousseau, R. PRINCIPIOS ELEMENTALES DE LOS PROCESOS QUÍMICOS. Segunda edición. Pearson Educación. México. 1991.

Gooding, N. BALANCE DE MATERIA. Universidad Nacional de Colombia. Facultad de Ingeniería.

Gooding, N. BALANCE DE ENERGÍA. Primera edición. Universidad Nacional de Colombia. Facultad de Ingeniería. 1999.

Himmelblau. BALANCES DE MATERIA Y ENERGÍA. Cuarta edición. Prentice Hall, Hispanoamericana, S. A. México. 2007.

Himmelblau, D. PRINCIPIOS Y CÁLCULOS BÁSICOS DE LA INGENIERÍA QUÍMICA. Cia. Editorial Continental, S. A. de C. V. México. 1977.

Hougen, O. A., Watson K. M., Ragatz R. A., PRINCIPIOS DE LOS PROCESOS QUÍMICOS. PARTE I BALANCES DE MATERIA Y ENERGÍA. Editorial Reverté, S. A. 1980.

Murphy, R. INTRODUCCIÓN A LOS PROCESOS QUÍMICOS. PRINCIPIOS, ANÁLISIS Y SÍNTESIS. McGraw Hill. México. 2007.

Perry, J. MANUAL DEL INGENIERO QUÍMICO. Unión Tipográfica Editorial Hispanoamericana UTEHA. México. 1976

Valencia, Ben – Hur. BALANCE DE ENERGÍA. VOLUMEN 1. Primera edición. Universidad Nacional de Colombia, sede Manizales. 1996.

Valiente, A. y Primo Stivalet, R. PROBLEMAS DE BALANCES DE ENERGÍA. Primera reimpresión de la primera edición. Editorial Alhambra Mexicana, S. A. de C. V. México. 1986.

INDICE